CORNELIA GHEORGHIU

CHIMIA

VII

Coli de tipar 12
Bun de tipar [illegible]

Comanda [illegible]
Regia Autonomă a Imprimeriilor
Imprimeria COREST
Bucureşti — ROMÂNIA



MINISTERUL ÎNVĂȚĂMÎNTULUI

Cornelia Gheorghiu
profesor emerit

Dr. Claudia Panait
profesor universitar

Chimia

Manual pentru clasa a VII-a



Editura Didactică și Pedagogică, R.A. – București

1

Introducere în studiul chimiei

1.1. Materie. Corp. Substanță

Lumea este formată din materie.

Materia se caracterizează prin mai multe proprietăți, dintre care cele mai importante sînt:

— ocupă un spațiu;
— prezintă o masă proprie;
— se găsește într-o continuă mișcare și transformare;
— apare sub diferite forme;
— nu dispare și nici nu se creează.

În viața de toate zilele, materia se întîlnește sub diferite forme concrete.

Masa, scaunul, banca, creionul, cartea, caietul, ciocanul, menghina, cleștele de cuie, dalta, apa dintr-un pahar, aerul din camera unei biciclete etc. sînt **corpuri,** adică *porțiuni din materie.*

Materia din care este alcătuit un corp se numește substanță.

De exemplu: fierul, aluminiul, lemnul, hîrtia, apa, oxigenul sînt doar cîteva exemple de substanțe*.

Dintre corpurile mai sus enumerate, masa, scaunul și banca sînt confecționate din lemn, cartea și caietul din hîrtie, iar menghina, cleștele de cuie și dalta, din fier.

A t e n ț i e! Noțiunea de corp nu trebuie confundată cu noțiunea de substanță.

1.2. Proprietățile substanțelor

În activitatea zilnică întîlnim un număr foarte mare de substanțe. Ele se deosebesc prin: stare de agregare, culoare, gust, miros etc. Aceste însușiri caracteristice sînt cunoscute sub denumirea de *proprietăți.*

Însușirile caracteristice, cu ajutorul cărora se recunoaște o substanță, se numesc proprietăți.

* În clasele superioare veți învăța și noțiunea de *material*, care este diferită de cea de substanță.

Privind cu atenţie o bucată de cărbune (mangal) şi o bară sau placă de aluminiu, se pot distinge o serie de proprietăţi prin care cele două substanţe se deosebesc. Astfel, deşi ambele sînt solide, cărbunele este de culoare neagră, cu aspect mat, iar aluminiul, de culoare alb-argintie, cu luciu metalic.

Experimental puteţi stabili şi alte proprietăţi care diferenţiază cărbunele de aluminiu.



Activitate independentă a elevilor

a. Luaţi, cu un cleşte, o bucată de cărbune şi încălziţi-o în flacără (fig. 1.1, *a*).

b. Presăraţi pilitură de aluminiu în flacăra unei spirtiere (fig. 1.1, *b*) şi urmăriţi ce transformări au loc.

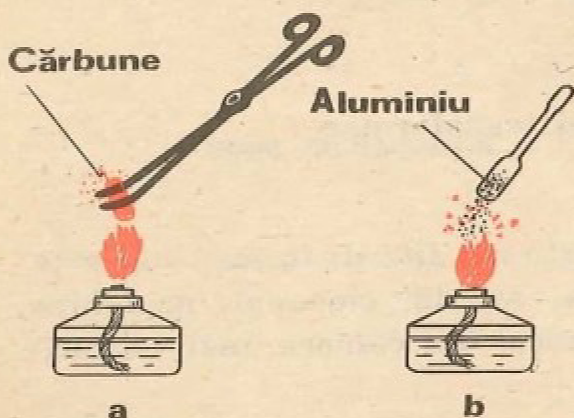


Fig. 1.1.
Cărbunele şi pilitura de aluminiu, încălzite, ard în aer

Din cele două experienţe rezultă că ambele substanţe ard, dar în timp ce cărbunele ajunge la incandescenţă, împrăştie scîntei galbene şi se transformă într-un gaz (dioxidul de carbon), pilitura de aluminiu arde cu scîntei albe strălucitoare transformîndu-se într-o pulbere albă.

Noile substanţe obţinute în urma arderii cărbunelui şi aluminiului au compoziţie diferită de a substanţelor iniţiale.

Deci, cărbunele şi aluminiul pot fi deosebite nu numai după aspect, ci şi după comportarea lor la încălzire.

Proprietăţile care se referă la transformări care modifică compoziţia substanţelor se numesc proprietăţi chimice.

În consecinţă, rezultă că proprietatea substanţelor de a arde este o *proprietate chimică*. Mai tîrziu se vor studia şi alte proprietăţi chimice ale substanţelor.

Starea de agregare, culoarea, gustul, mirosul, solubilitatea etc. sînt proprietăţi care nu modifică compoziţia substanţelor. Acestea constituie *proprietăţile fizice* ale substanţelor.

Unele proprietăţi fizice se exprimă prin valori numerice cunoscute sub denumirea de *constante fizice*, de exemplu: densitatea, punctul de topire, de fierbere etc. Aceste constante sînt invariabile pentru aceeaşi substanţă, luată în aceleaşi condiţii.

Proprietăţile care se referă la aspectul, la constantele fizice, sau la alte însuşiri ale căror transformări nu schimbă compoziţia substanţelor se numesc proprietăţi fizice.

Comparați proprietățile fizice ale pucioasei (sulfului) cu cele ale fierului.

Printre proprietățile fizice caracteristice substanțelor, un loc important îl ocupă starea de agregare.

Din studiul fizicii în clasa a VI-a se cunoaște că substanțele se pot găsi în trei stări de agregare, și anume:

— *starea solidă*, caracterizată prin volum propriu și formă proprie;

— *starea lichidă*, caracterizată prin volum propriu și formă nedeterminată;

— *starea gazoasă*, caracterizată prin volum și formă nedeterminate, expansibilitate și compresibilitate.

Exemple de substanțe care la temperatura obișnuită se găsesc în stare solidă: cărbunele, pucioasa (sulful), iodul, fierul, cuprul, cositorul, aluminiul, aurul, argintul, piatra vînătă, soda de rufe, soda caustică, zahărul etc.

Exemple de substanțe care la temperatura obișnuită se găsesc în stare lichidă: mercurul, apa, alcoolul, eterul, vitriolul, acetona etc.

Exemple de substanțe care la temperatura obișnuită se găsesc în stare gazoasă: oxigenul, hidrogenul, azotul, dioxidul de carbon, dioxidul de sulf, amoniacul, metanul.

Stările de agregare ale substanțelor și celelalte proprietăți fizice pot fi recunoscute fie prin organele de simț, fie cu ajutorul diferitelor aparate de măsură (studiate la fizică) după cum rezultă din tabelul 1.1.

Tabelul 1.1

Nr. crt.	Proprietatea fizică	Modul de recunoaștere
1	stare de aregare	cu ajutorul organelor de simț
2	culoare	
3	miros	
4	gust*	
5	solubilitate	cu ajutorul aparatelor de măsură
6	densitate	
7	punct de topire	
8	punct de fierbere	
9	conductibilitate termică și electrică	
10	duritate	

Atenție! *Substanțele chimice nu se gustă.

Care sînt proprietățile fizice și chimice ale apei, pe care le puteți stabili?

Proprietățile chimice ale substanțelor se pot pune în evidență în laborator folosind aparatură, ustensile și metode de lucru speciale, după cum se va vedea mai departe.

Teme de control

1. Din ce substanțe sînt constituite corpurile enumerate în continuare: catedra, scaunul, farfuria, geamul, cheia și freza?

2. Citiți cu atenție afirmațiile următoare. Specificați care sînt proprietățile fizice și care sînt proprietățile chimice exemplificate în afirmațiile date.

Sulful arde.
Zahărul are gust dulce.
În timpul verii firele de telegraf se dilată.
Aurul are culoarea galbenă.
Vinul lăsat liber, în aer, se oțetește.
Panglica de magneziu arde cu flacără orbitoare.

3. Care este starea de agregare la temperatura obișnuită a următoarelor substanțe chimice: soda caustică, amoniacul, hidrogenul, argintul, mercurul, sulful, metanul, dioxidul de sulf?

1.3. Aparatura și ustensilele folosite în laboratorul de chimie

Chimia este una din științele legate nemijlocit de practică. De aceea, lecțiile de chimie trebuie să se desfășoare într-o încăpere special amenajată și dotată pentru demonstrarea proprietăților și utilizărilor diferitelor substanțe. Această încăpere se numește *laboratorul de chimie*. Materialul folosit în laboratorul de chimie se poate grupa în două mari categorii:

A. substanțe chimice și

B. aparatură de laborator.

Aparatura de laborator, la rîndul ei, cuprinde:

1. aparatură de uz general;

2. aparatură specială;

3. materiale auxiliare.

Întrucît aparatura specială va fi descrisă atunci cînd va fi folosită, în continuare se vor prezenta aparatura de uz general și materialele auxiliare, absolut necesare într-un laborator de chimie.

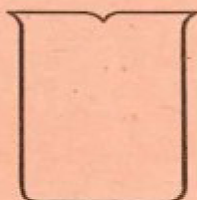
Aparatura de uz general este confecționată, în cea mai mare parte, din sticlă. Un număr redus de vase de laborator sînt confecționate din porțelan.

În tabelul 1.2 sînt prezentate cele mai uzuale vase de laborator confecționate din sticlă.

Aparatura de uz general confecționată din sticlă



Fig. 1.2.1.
Eprubetă



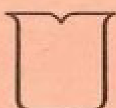


Fig. 1.2.2.
Pahare Berzelius

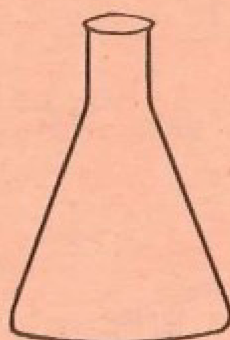


Fig. 1.2.3.
Pahar Erlenmeyer

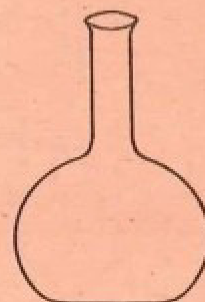


Fig. 1.2.4.
Balon cu fund plat

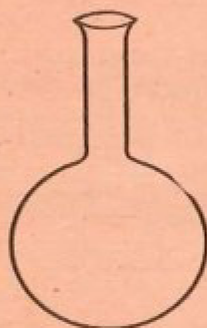


Fig. 1.2.5.
Balon cu fund rotund

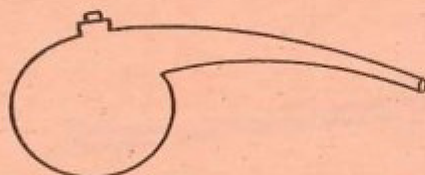


Fig. 1.2.6.
Retortă

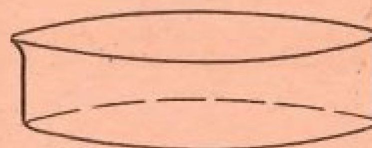


Fig. 1.2.7.
Cristalizor

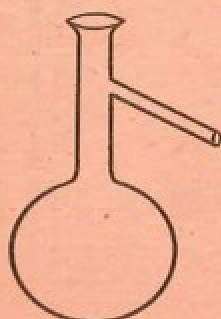


Fig. 1.2.8.
Balon Würtz (cu tub lateral)

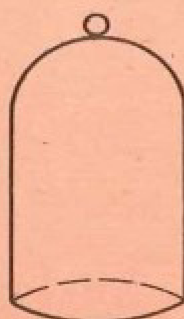


Fig. 1.2.9.
Clopot de sticlă

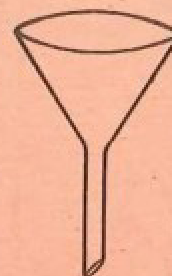


Fig. 1.2.10.
Pîlnie de filtrare

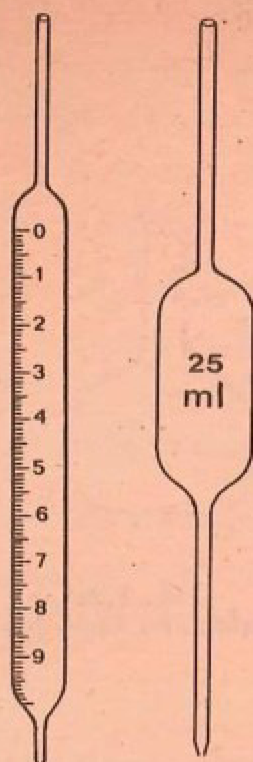


Fig. 1.2.11.
Pipete

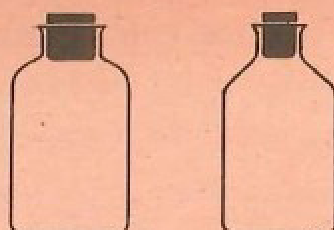


Fig. 1.2.12.
Sticle pentru reactivi



Fig. 1.2.13.
Baghetă

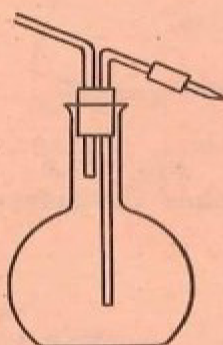


Fig. 1.2.14.
Pisetă (Stropitor)

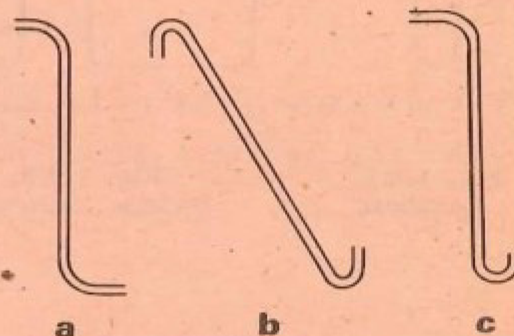


Fig. 1.2.15.
Tuburi de culegere pentru gaze

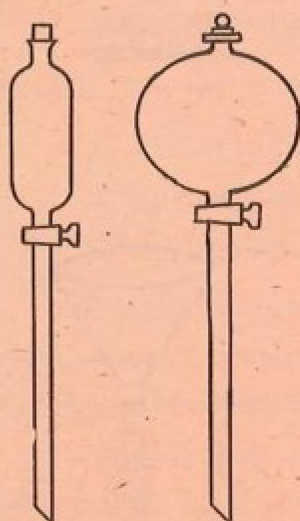


Fig. 1.2.16.
Pîlnii de separare

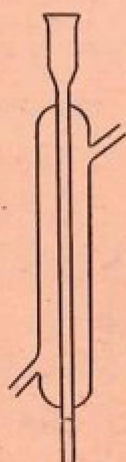


Fig. 1.2.17.
Refrigerent



Fig. 1.2.18.
Sticlă de ceas

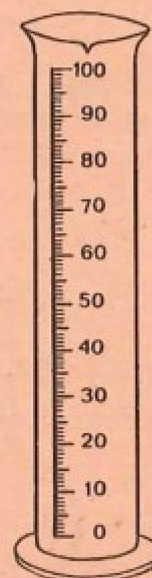


Fig. 1.2.19.
Cilindru gradat

În tabelul 1.3 sînt prezentate cîteva vase de laborator din porțelan.

Tabelul 1.3

Vase de laborator din porțelan

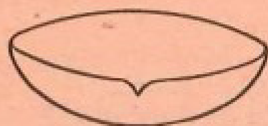


Fig. 1.3.1. Capsulă

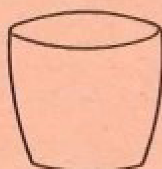


Fig. 1.3.2. Creuzet



Fig. 1.3.3. Mojar cu pistil

În tabelul 1.4 sînt prezentate materialele auxiliare și ustensilele folosite foarte des în laboratorul de chimie.

Tabelul 1.4

Ustensile de laborator

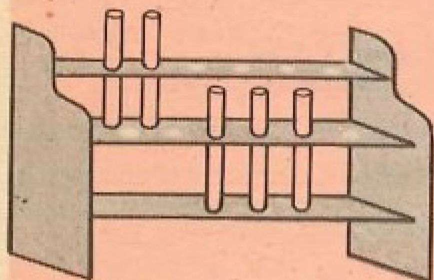


Fig. 1.4.1. Stativ pentru eprubete



Fig. 1.4.2. Cleşte din lemn şi din fier

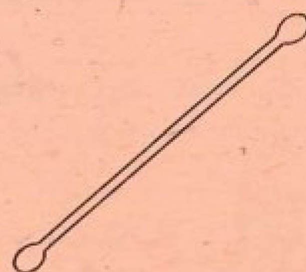


Fig. 1.4.3. Spatulă

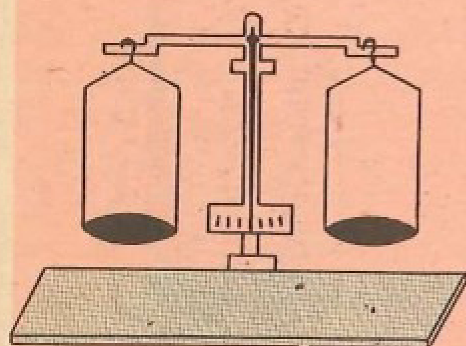


Fig. 1.4.4. Balanță tehnică

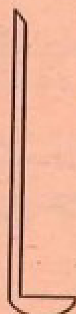


Fig. 1.4.5. Lingură de ars

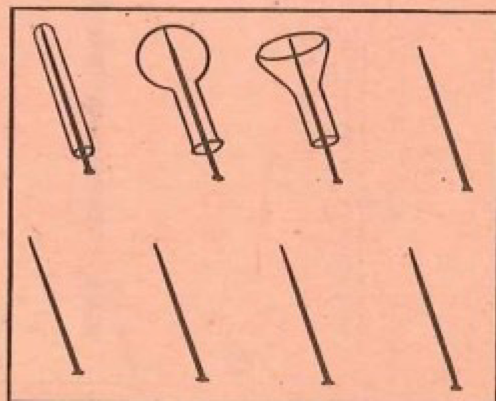


Fig. 1.4.6. Stativ de uscare a sticlăriei

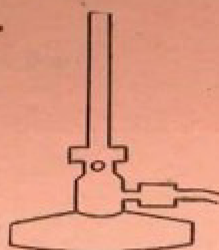
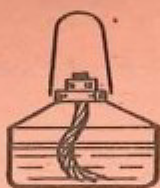



Fig. 1.4.7.
Surse de încălzire



Fig. 1.4.8.
Balanță farmaceutică

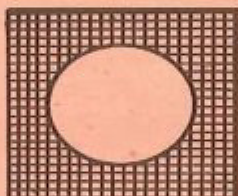


Fig. 1.4.9.
Sită de azbest

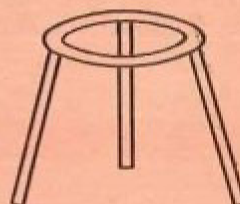


Fig. 1.4.10.
Trepied

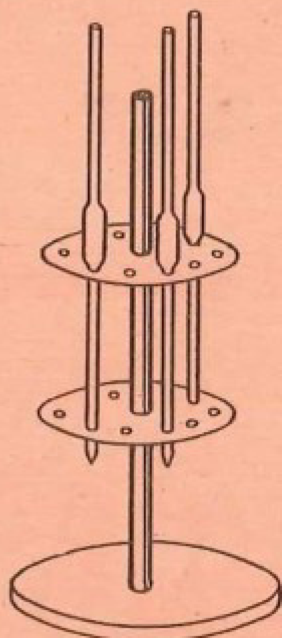


Fig. 1.4.11.
Stativ pentru pipete

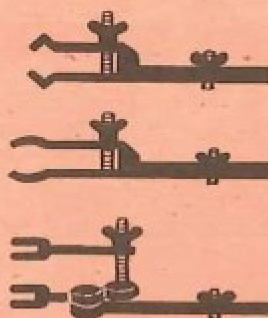



Fig. 1.4.12.
Suport universal și cleme

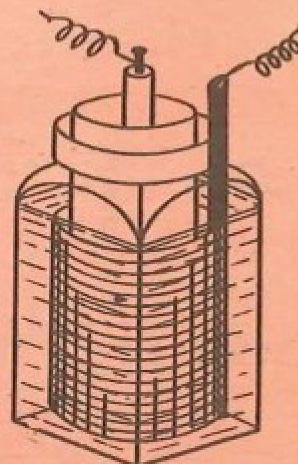


Fig. 1.4.13.
Sursă de curent electric

1.3.1. Manipularea surselor de încălzire și a vaselor de sticlă

Întrucît majoritatea transformărilor substanțelor au loc prin încălzire vor fi prezentate sursele de încălzire folosite obișnuit în laborator și se vor da cîteva indicații cu privire la manipularea acestora și a vaselor de laborator.

Indicațiile următoare le veți aplica, cu multă atenție, în efectuarea experiențelor.

Ca sursă deschisă de încălzire (cu flacără), alături de becul de gaz (becul Bunsen sau Teclu), se mai folosește încă „lampa de spirt", sau spirtiera.

În becul Bunsen gazul se introduce printr-un tub lateral, iar aerul necesar combustiei intră prin orificii situate radial. Temperatura flăcării poate ajunge pînă la 1500°C.

Becul Teclu a fost descoperit de chimistul român Nicolae Teclu, care s-a ocupat de studiul flăcărilor. Spre deosebire de becul Bunsen, în becul Teclu intrarea și reglarea aerului necesar combustiei se face cu ajutorul unei rondele care se mișcă vertical. Temperatura flăcării becului Teclu depășește 1500°C.

În mînuirea spirtierei se recomandă respectarea următoarelor indicații:

— cînd nu este folosită, lampa de spirt trebuie să stea acoperită (altfel alcoolul se evaporă);

— lampa trebuie aprinsă numai cu chibrit și nu de la flacăra unei alte lămpi, deoarece prin înclinarea spirtierei spre sursa de aprindere se prelinge alcoolul pe pereții exteriori și se poate aprinde;

— flacăra spirtierei se stinge prin acoperire cu capacul și nu prin suflare,

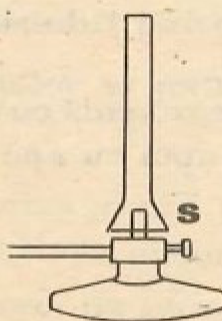
La folosirea becului cu gaz trebuie respectate următoarele reguli:

— pentru aprinderea becului se ține un chibrit aprins lateral deasupra tubului cilindric al becului și numai după aceea se deschide robinetul de gaz;

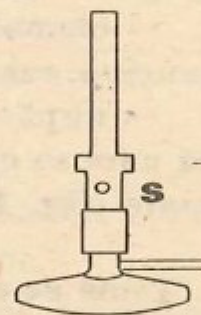
— în cazul oscilării flăcării deasupra și dedesubtul tubului de ardere, se reduce debitul de aer pînă la obținerea unei flăcări albăstrui, fixe;

— cînd flacăra arde în interiorul tubului, se stinge becul, se lasă să se răcească, se micșorează debitul de gaz prin manevrarea supapei, s, din figura 1.5 și apoi se aprinde din nou cu respectarea indicațiilor de mai sus;

— flacăra becului se stinge prin închiderea completă a robinetului de gaz.



Bec Teclu



Bec Bunsen

Fig. 1.5.

Indiferent de sursa deschisă de încălzire folosită, obiectul de

încălzit trebuie plasat în treimea superioară a flăcării, iar vasul se va agita ușor, spre a favoriza o încălzire uniformă, evitîndu-se astfel spargerea.

În mînuirea sticlăriei de laborator, trebuie respectate anumite reguli elementare, dintre care enumerăm:

— în cazul încălzirii eprubetelor direct în flacără, este necesară o agitare continuă (fig. 1.6, a);

— încălzirea vaselor de sticlă cu fund plat se face, în general, pe sită de azbest (fig. 1.6, b);

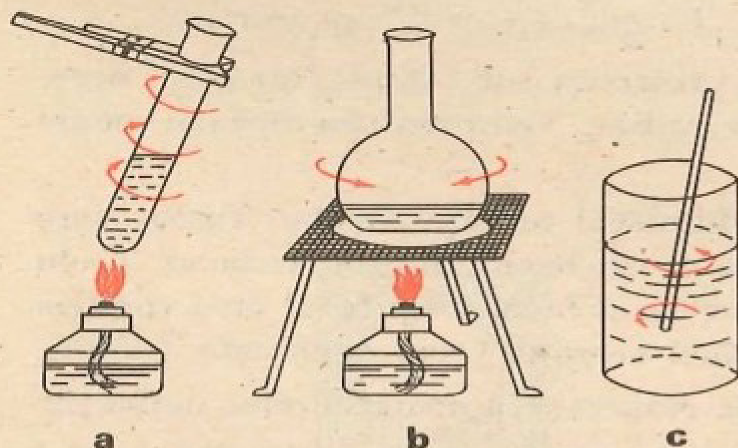


Fig. 1.6. Încălzire și agitare corectă

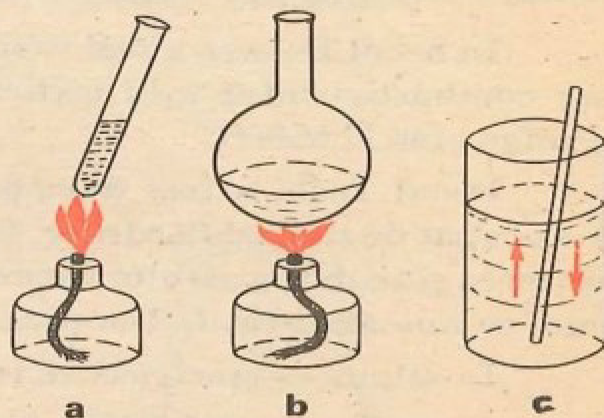


Fig. 1.7. Încălzire și agitare incorectă

(Figura 1.6, a, b, c indică încălzirea și agitarea corectă a soluțiilor din diferite vase din sticlă, iar figura 1.7, a, b, c reprezintă, prin opoziție, încălzirea și agitarea incorectă).

— vasele fierbinți se așază cu precauție pe un suport izolator, întrucît pereții subțiri, la cald, sînt și mai fragili;

Atenție! Sticla fierbinte are aceeași înfățișare ca și sticla rece. Nu atingeți vasele fierbinți!

— substanțele solide nu trebuie lăsate să cadă pe verticală în vasul de sticlă, deoarece vasul se poate sparge din cauza loviturii;

— cînd se astupă un vas de sticlă, acesta trebuie ținut cu mîna cît mai aproape de gîtul lui;

— clemele cu care se prind tuburile sau instalațiile de sticlă se îmbracă cu cauciuc, azbest sau hîrtie;

— după utilizare, vasele se spală cu detergenți sau alte substanțe chimice, după care se clătesc cu apă, apoi cu apă distilată și se lasă la uscat în stative speciale (fig. 1.4.6).

Teme de control

1. Analizați aparatura din tabelele 1.2, 1.3 și 1.4.

Desenați în caietele voastre următoarele:

1) Pahar Berzelius
2) Pahar Erlenmeyer
3) Balon cu fund plat
4) Cristalizor
5) Pîlnie de filtrare
6) Refrigerent
7) Sticlă de ceas
8) Capsulă
9) Mojar cu pistil
10) Lingură de ars
11) Trepied
12) Suport universal

2. În tema 1 menţionaţi numerele aparatelor confecţionate din sticlă şi al celor confecţionate din porţelan.

3. Corectaţi erorile strecurate în afirmaţiile de mai jos:

a. Paharul Berzelius şi paharul Erlenmeyer au aceeaşi formă, dar au dimensiuni diferite.

b. Cristalizorul este un pahar Berzelius cu diametru mare.

c. Pipeta este un tub cilindric de sticlă, prevăzut cu robinet în partea inferioară.

d. Refrigerentul are aceeaşi formă şi dimensiune ca pîlnia de separare.

e. Sticla de ceas este confecţionată din porţelan.

f. Creuzetul este un pahar Berzelius de dimensiuni mici.

g. Balanţa farmaceutică se mai numeşte şi balanţă tehnică.

h. Stativul pentru eprubete este identic cu stativul pentru pipete.

i. Agitarea eprubetei cu soluţie se efectuează pe direcţie verticală.

j. Încălzirea soluţiei aflate într-un balon cu fundul plat se efectuează menţinînd balonul direct în flacăra unui bec de gaz.

1.4. Fenomene fizice şi fenomene chimice

În paragraful 1.1 s-a arătat că materia se află într-o continuă mişcare şi transformare; drept urmare ea apare sub diferite forme.

Transformările substanţelor se numesc fenomene.

Îngheţarea şi fierberea apei, topirea gheţii, dilatarea corpurilor, arderea lemnului, ruginirea fierului sînt doar cîteva exemple de fenomene.

Numărul fenomenelor fiind extrem de mare, apare evident necesitatea unei clasificări a acestora.

În acest scop se va analiza natura unor fenomene realizate în laborator.



Activitate independentă a elevilor

Sarcini de lucru:

Luaţi două aşchii de brad de aceeaşi formă şi dimensiuni. Rupeţi una din aşchii în bucăţi mici şi strîngeţi bucăţile rupte într-o capsulă. Aprindeţi cea de-a doua aşchie şi strîngeţi produsul rezultat în urma arderii, în altă capsulă. Comparaţi atît cele două fenomene, *ruperea* şi *arderea* aşchiilor de brad, cît şi produsele rezultate în urma lor.

Repetaţi experienţele folosind două bucăţi de hîrtie de aceleaşi dimensiuni şi formă.

Sarcină finală:

Comparaţi fenomenele la care au fost supuse aşchiile de brad şi bucăţile de hîrtie şi stabiliţi deosebirile dintre ele.

Din experienţele efectuate se deduc următoarele concluzii:

— Ruperea aşchiei de lemn şi a bucăţii de hîrtie sînt fenomene care modifică dimensiunile şi forma acestora, dar nu şi natura lor. Compoziţia lemnului şi a hîrtiei a rămas aceeaşi şi după fragmentare.

Transformările de stare şi de poziţie pe care le suferă corpurile, lăsînd nemodificată compoziţia substanţelor, se numesc fenomene fizice.

Daţi exemple de fenomene fizice studiate la fizică.

— Arderea lemnului şi a hîrtiei sînt fenomene care schimbă atît aspectul, dimensiunea şi forma acestora, cît şi natura substanţelor din care sînt constituite. Produsele rezultate în urma arderilor sînt substanţe cu proprietăţi noi şi compoziţie diferită faţă de compoziţia substanţelor iniţiale (lemnul şi hîrtia).

Daţi exemple de fenomene chimice întîlnite în viaţa de toate zilele.

Fenomenele care modifică compoziţia substanţelor, transformîndu-le în substanţe cu proprietăţi noi, se numesc fenomene chimice.

Deci, după natura lor, fenomenele se pot clasifica în două mari categorii:

— fenomene fizice şi

— fenomene chimice.

De exemplu: îngheţarea şi fierberea apei, topirea gheţii, dilatarea corpurilor, mărunţirea zahărului, tăierea lemnului, ruperea hîrtiei, întinderea sau comprimarea unui resort sînt *fenomene fizice*.

Carbonizarea zahărului, arderea lemnului, a hîrtiei sau a altor substanţe, ruginirea fierului sînt cîteva exemple de *fenomene chimice*.

Teme de control

1. Dați două exemple de corpuri diferite care pot fi supuse la același fenomen fizic

2. Folosind drept exemplu sulful, arătați două cazuri de fenomene fizice și un caz de fenomen chimic la care poate fi supus.

1.5. Obiectul chimiei

Studiul fenomenelor chimice constituie obiectul chimiei.

Chimia este știința care studiază compoziția, proprietățile și transformările chimice ale substanțelor.

Fizica, chimia și biologia constituie științele fundamentale ale naturii.

Numărul substanțelor chimice fiind foarte mare, pentru a putea fi studiate, s-a simțit nevoia unei clasificări.

O primă clasificare a substanțelor chimice se face *după natura lor*, în următoarele două categorii:

— *substanțe neorganice* sau *minerale*, care se găsesc cu precădere în regnul mineral, și

— *substanțe organice*, care se găsesc cu precădere în regnul animal sau vegetal.

Dintre substanțele neorganice cunoscute din viața de toate zilele, sau din studiul altor obiecte, se pot enumera: oxigenul, azotul, carbonul, fierul, aluminiul, cuprul, dioxidul de carbon, sarea, calcarul.

Se cunosc, de asemenea, multe substanțe organice, ca de exemplu: metanul, petrolul, cauciucul, zahărul, amidonul, celuloza etc.

Compoziția, proprietățile și transformările substanțelor neorganice se studiază în cadrul *chimiei neorganice (anorganice)*, iar cele ale substanțelor organice, în cadrul *chimiei organice*.

După natura substanțelor studiate, chimia se împarte în două mari ramuri:

— chimia neorganică, anorganică sau minerală și

— chimia organică.

Care este obiectul chimiei?

1.6. Substanţe pure şi amestecuri de substanţe

Orice substanţă chimică prezintă o compoziţie bine determinată şi constantă. Ca urmare, aceeaşi substanţă chimică, luată în aceleaşi condiţii, prezintă proprietăţi invariabile. În natură însă majoritatea substanţelor se găsesc sub formă de amestecuri, iar compoziţia şi proprietăţile acestora sînt variabile.

Pentru a compara proprietăţile unei substanţe pure cu proprietăţile unui amestec pornim de la experienţă.

Demonstraţie experimentală



1. Se introduc, în patru pahare Erlenmeyer, cantităţi egale de apă. Se păstrează un pahar drept martor, se dizolvă sodă de rufe în cel de-al doilea, sulfat de cupru în cel de-al treilea şi permanganat de potasiu în cel de-al patrulea (fig. 1.8).

Apa curată din primul pahar este incoloră, fără gust şi fără miros.

Soluţia de sodă de rufe este incoloră, leşioasă, unsuroasă la pipăit şi fără miros.

Soluţia de piatră vînătă (sulfat de cupru) este albastră.

Soluţia de permanganat de potasiu este violetă.

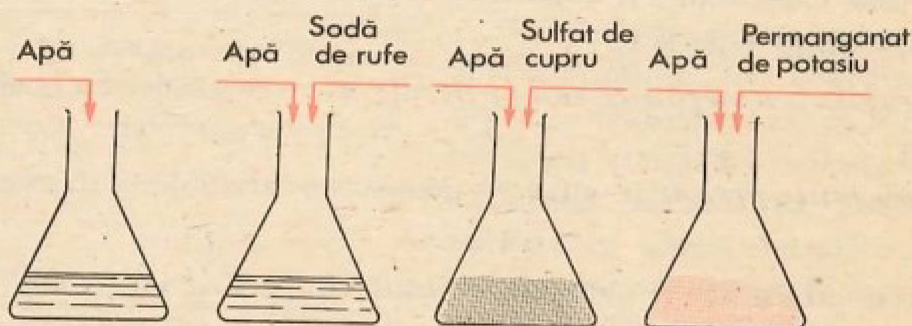


Fig. 1.8. Prin amestecare s-au modificat proprietăţile fizice ale substanţelor

2. Se încălzeşte concomitent, pînă la fierbere, conţinutul fiecărui pahar şi se măsoară, la fiecare probă, temperatura de fierbere.

Observaţii:

— apa curată fierbe la 100°C, iar

— apa, în care s-a dizolvat soda de rufe, sulfatul de cupru sau permanganatul de potasiu, fierbe la temperaturi mai mari decît 100°C.

Din cele două experienţe se pot deduce următoarele concluzii:

— în primul pahar Erlenmeyer se găseşte o substanţă pură, ale cărei proprietăţi nu se modifică prin fierbere (se ştie că apa pură fierbe la 100° C şi se solidifică la 0°C);

— în celelalte trei pahare se găsesc amestecuri de două substanțe, fapt care a produs modificarea proprietăților fizice ale acestora (temperatură de fierbere, culoare).

Deci:

Substanța pură este substanța perfect curată, a cărei compoziție rămîne neschimbată prin operații fizice.
Amestecul este rezultatul unor operații fizice de punere în comun a două sau mai multe substanțe, între care nu au loc fenomene chimice.

După compoziție, amestecurile pot fi clasificate în două categorii:

— *amestecuri omogene*, care au în toată masa lor aceeași compoziție și aceleași proprietăți;
— *amestecuri neomogene*, care au compoziție diferită în masa lor și, în consecință, au proprietăți diferite.

Exemple de amestecuri omogene: vinul, soluția de sare, soluția de zahăr etc.

Ce sînt substanțele pure?
Dați trei exemple de substanțe pure.

Exemple de amestecuri eterogene: apa de rîu, rocile etc.

Amestecarea, operație ce stă la baza obținerii amestecurilor, este folosită adesea în practică, de exemplu la obținerea mortarului, betonului, soluțiilor, vopselelor, aliajelor etc.

Ce sînt amestecurile?
Dați două exemple de amestecuri din natură.

1.7. Metode de separare a substanțelor din amestecuri

Întrucît în laborator, în industrie și în viața de toate zilele sînt necesare, de multe ori, substanțe în stare pură, pentru obținerea lor se folosesc diverse metode de separare.

Cele mai frecvente metode de laborator, pentru separarea substanțelor din amestecuri, sînt prezentate în tabelul 1.5.

Atenţie! Pentru fiecare metodă de separare respectaţi cu stricteţe următoarele indicaţii:

— Citiţi cu atenţie informaţiile cuprinse în coloana 1 a tabelului 1.5.



— Urmăriţi cu multă băgare de seamă experienţele demonstrative efectuate de profesor*.

— Executaţi experienţele indicate în coloana 2 a aceluiaşi tabel şi respectaţi întocmai modul de lucru.

— Notaţi observaţiile în caiet după fiecare metodă de separare şi reţineţi aplicaţiile practice indicate în coloana 3.

Teme de control

1. Într-un pahar cu apă se adaugă o lingură de nisip. Ce metodă propuneţi pentru a separa apa de nisip? Verificaţi practic metoda propusă.

2. Consideraţi că aveţi o sticlă de vin care, stînd în condiţii nefavorabile, a făcut floare. Cum veţi proceda pentru a înlătura complet floarea şi pentru a obţine un vin curat?

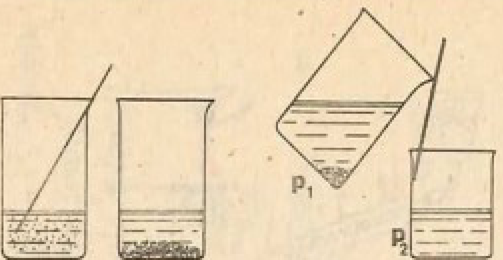
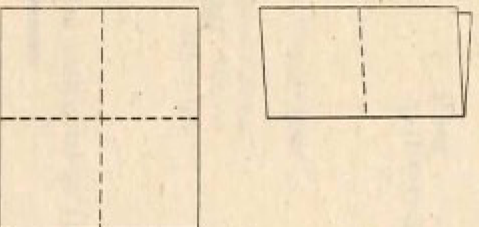
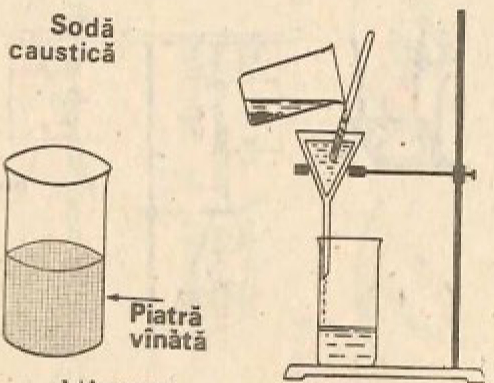
3. În două pahare identice aveţi cîte un lichid incolor şi fără miros. Ştiind că într-un pahar este apă curată, iar în celălalt soluţie de sare (saramură), cum veţi proceda pentru a stabili în care pahar este soluţia de saramură, fără să gustaţi nici una din soluţii?

1.8. Amestec şi combinaţie

Pentru a deduce ce este, cum se obţine şi care sînt proprietăţile unei combinaţii chimice, prin comparaţie cu un amestec (noţiune cunoscută din paragraful 1.6), se va pleca de la un caz particular, prezentat în experienţele care urmează.

* Fiecare metodă de separare va fi iniţial efectuată demonstrativ de către profesor şi numai după aceea va fi executată de elevi.

Tabelul 1.5

Metoda	Modul de lucru	Aplicații industriale
1	2	3
Decantarea Operația de separare dintr-un lichid a unei substanțe solide, insolubile în lichidul respectiv și cu densitate mai mare decît a acestuia se numește decantare.	Într-un pahar Berzelius, p_1, se amestecă, cu ajutorul unei baghete, marmură pisată și apă (fig. 1.9, *a*). Se lasă amestecul în stare de repaus (1–2 minute), pînă se depune marmura pisată pe fundul paharului (fig. 1.9, *b*). Lichidul separat se prelinge apoi cu grijă pe baghetă în alt pahar Berzelius p_2 (fig. 1.9, *c*). Astfel, substanța solidă a rămas în paharul p_1, iar lichidul a fost separat în paharul p_2.  Fig. 1.9. Decantarea	În industrie, decantarea se realizează în bazine mari, jgheaburi înclinate, sau dispozitive speciale numite decantoare. Ele sînt folosite la purificarea sării extrase din saline, la separarea mecanică a minereurilor de argint și aur, la limpezirea apelor folosite la spălarea combustibililor solizi (cărbunii de pămînt) etc.
Filtrarea Operația de separare printr-un filtru a unei substanțe solide, insolubile în lichidul cu care este amestecată, se numește filtrare. Spre deosebire de decantare, filtrarea se aplică de obicei cînd substanța solidă are densitatea mai mică sau aproape egală cu cea a lichidului.	*1)* Filtrarea în laborator se va realiza într-o pîlnie de sticlă cu ajutorul unei *hîrtii de filtru*, pregătită în felul următor: – se taie o bucată de hîrtie de filtru sub forma unui pătrat și apoi se împăturește de două ori, ca în fig. 1.10, *a*. Se rotunjesc colțurile astfel încît înălțimea hîrtiei de filtru să fie mai mică decît pîlnia. Filtrul astfel pregătit se deschide sub forma unui con și se fixează prin umezire pe pîlnie. 2) Separat, într-un pahar Berzelius, se tratează o soluție de piatră vînătă cu o soluție de sodă caustică (fig. 1.10, *b*). Se obține un *precipitat*, adică o substanță solidă insolubilă în soluția rezultată. Precipitatul obținut are o culoare albastră și un aspect gelatinos. 3) Urmează filtrarea propriu-zisă, care se efectuează ca în figura 1.10, *c*. Pe hîrtia de filtru rămîne precipitatul, iar în paharul Berzelius se adună *filtratul*.  Fig. 1.10. Filtrarea: *a* – confecționarea filtrului;  *b* – obținerea precipitatului; *c* – operația de filtrare	Filtrarea constituie o metodă practicată în industrie în scopul separării dintr-un amestec a componenților cu grad de diviziune și densitate diferite. Cele mai frecvente filtre industriale utilizate în industria alimentară sînt filtrele-presă, care accelerează filtrarea cu ajutorul presiunii produse de pompe sau compresoare.

1	2	3
Cristalizarea Operația de trecere a unei substanțe din soluție, din stare lichidă sau gazoasă în stare solidă, sub formă de cristale (figuri geometrice mărginite de suprafețe plane), se numește cristalizare. Cristalizarea se poate realiza prin mai multe metode. Dintre acestea, se prezintă cristalizarea prin evaporarea unei soluții.	– Într-un pahar Berzelius se dizolvă în apă sare de bucătărie. – Se filtrează soluția obținută pentru ca eventualele substanțe străine, sau mai puțin solubile, să fie îndepărtate. Filtratul se toarnă într-o capsulă și se încălzește pînă cînd toată apa se evaporă. Se observă că pe fundul capsulei rămîn mici cristale de sare de bucătărie (fig. 1.11). sare **Fig. 1.11. Cristalizarea prin evaporare**	Concentrarea soluțiilor de zahăr și apoi cristalizarea zahărului au loc în industrie în centrifuge speciale. Cristalizarea sărurilor se face în cristalizoare speciale, sub forma unor rezervoare dreptunghiulare deschise sau sub forma unor turnuri în care soluțiile răcite sînt pulverizate, pentru a cristaliza mai ușor.
Distilarea Operația de separare a componenților dintr-un amestec de lichide, prin fierbere urmată de condensare, se numește distilare.	Într-un balon cu fund rotund și tub lateral (Würtz) se introduce un amestec de apă și alcool. Se astupă balonul cu un dop de cauciuc la care este adaptat un termometru (fig. 1.12, *a*). După fixarea balonului în stativ se montează refrigerentul, ca în fig. 1.12, *b*. (Se reamintește că refrigerentul este format dintr-un tub de sticlă situat în interiorul unui manșon prin care circulă apă rece.) Se încălzește balonul și se observă că la temperatura de 78°C alcoolul începe să fiarbă. Vaporii de alcool, dînd de pereții reci ai tubului din interiorul refrigerentului, se condensează. În vasul de culegere se adună distilatul (în cazul de față alcoolul). Cînd temperatura depășește 80–82°C se schimbă vasul de culegere. După distilarea alcoolului, temperatura lichidului din balon crește, iar la 100°C fierbe din nou. Vaporii de apă rezultați condensează în refrigerent. Apa distilată, separată de alcool, este adunată în alt vas pregătit din timp. a b **Fig. 1.12. Distilare**	Distilarea are multe și variate utilizări în industrie. Cea mai importantă rămîne prelucrarea țițeiului în rafinării, prelucrare care se bazează pe distilarea fracționată (adică separarea pe fracțiuni) a acestuia. În urma procesului de distilare se obțin următoarele fracțiuni: benzina, petrolul lampant, motorina și păcura. * În concluzie se poate afirma că atît în laboratoare, dar mai ales în industrie, metodele de separare a substanțelor dintr-un amestec sînt de o deosebită importanță.

Activitate independentă a elevilor



Etapa I de lucru

Tema: Stabilirea unor proprietăţi fizice ale sulfului şi fierului.

Sarcini de lucru:

a. Luaţi pe o sticlă de ceas pulbere de sulf, iar pe alta pilitură de fier (fig. 1.13). Observaţi cu atenţie starea de agregare, culoarea şi aspectul general al acestor două substanţe. Notaţi observaţiile în caiet.

b. Apropiaţi un magnet de pulberea de sulf şi apoi de pilitura de fier (fig. 1.14). Ce fenomen observaţi?



Fig. 1.13. Observarea unor proprietăţi fizice ale sulfului şi fierului

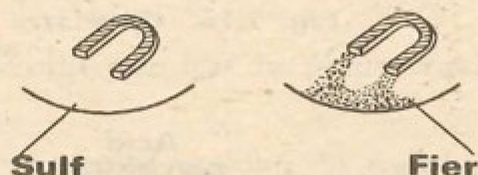


Fig. 1.14 Acţiunea magnetului asupra sulfului şi fierului

Etapa a II-a de lucru

Tema: Comportarea sulfului şi fierului faţă de sulfura de carbon şi acidul clorhidric.

Sarcini de lucru:

a. Într-o eprubetă, E_1, puneţi sulf (un vîrf de spatulă). Separat, în altă eprubetă, E_2, puneţi o cantitate redusă de pilitură de fier. Turnaţi în fiecare eprubetă. sulfură de carbon (fig. 1.15, a).

Atenţie! Sulfura de carbon este o substanţă volatilă şi inflamabilă Executaţi experienţa în absenţa oricărei flăcări.
Păstraţi flaconul cu sulfură de carbon departe de orice sursă de încălzire.

Comparaţi comportarea sulfului şi a fierului faţă de sulfura de carbon (vezi fig. 1.15., b).

b. Turnaţi conţinutul eprubetei E_1 pe o sticlă de ceas şi urmăriţi ce se obţine după evaporarea sulfurii de carbon (fig. 1.15, c).

c. Repetaţi experienţa a. folosind soluţie de acid clorhidric în locul sulfurii de carbon (fig. 1.16, a şi b). Încercaţi natura gazului dezvoltat cu un chibrit aprins (fig. 1.16, c).

Etapa a III-a de lucru

Tema: Obţinerea amestecului de sulf şi fier; separarea componenţilor din amestec.

Sarcini de lucru:

a. Amestecaţi într-un mojar pulbere de sulf şi pilitură de fier, pînă la obţinerea unui amestec aparent omogen.

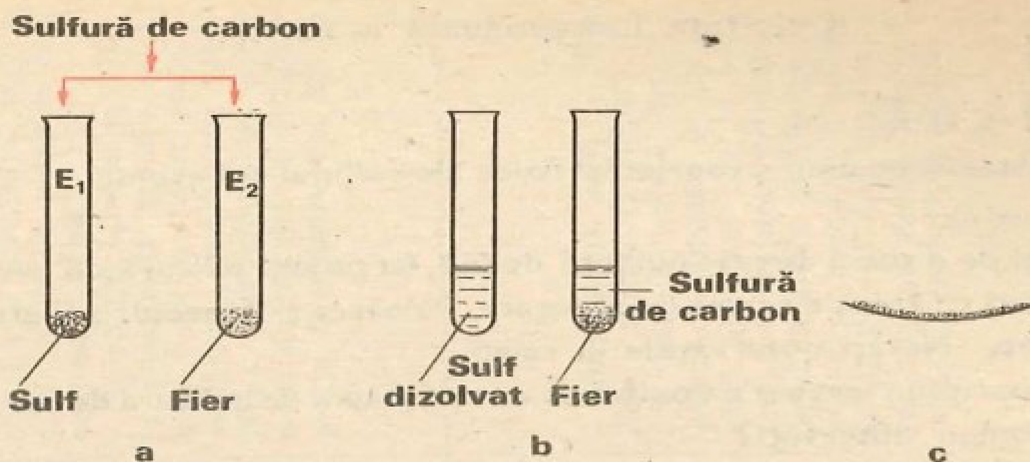


Fig. 1.15. Cercetarea solubilității sulfului și fierului în sulfură de carbon

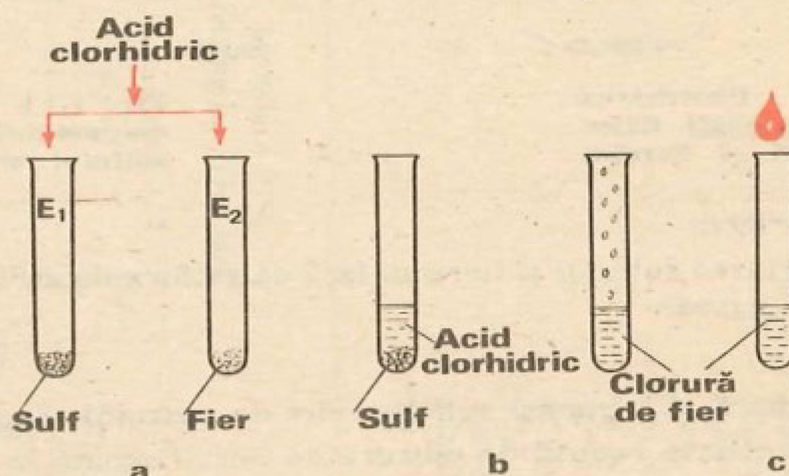


Fig. 1.16. Acțiunea acidului clorhidric asupra sulfului și fierului

Observați cu atenție starea de agregare, culoarea și aspectul general al amestecului.

b. Luați pe o sticlă de ceas o parte din amestecul obținut la punctul a.

Plimbați un magnet spre stînga și spre dreapta sub sticla de ceas și observați fenomenele produse. Separați fierul de sulf deplasînd de mai multe ori magnetul din centru spre marginile sticlei de ceas (vezi fig. 1.17).

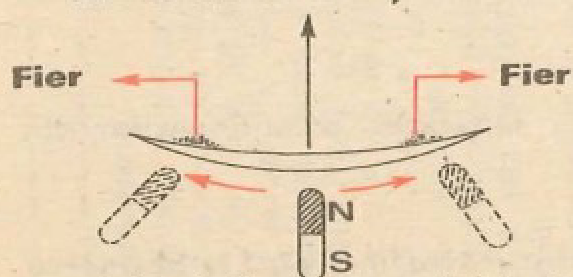


Fig. 1.17. Acțiunea magnetului asupra amestecului de sulf și fier

Etapa a IV-a de lucru

Tema: Acțiunea sulfurii de carbon și a acidului clorhidric asupra amestecului de sulf și fier.

Sarcini de lucru:

a. În două eprubete separate, introduceți amestec de fier și sulf (cîte un vîrf de spatulă).

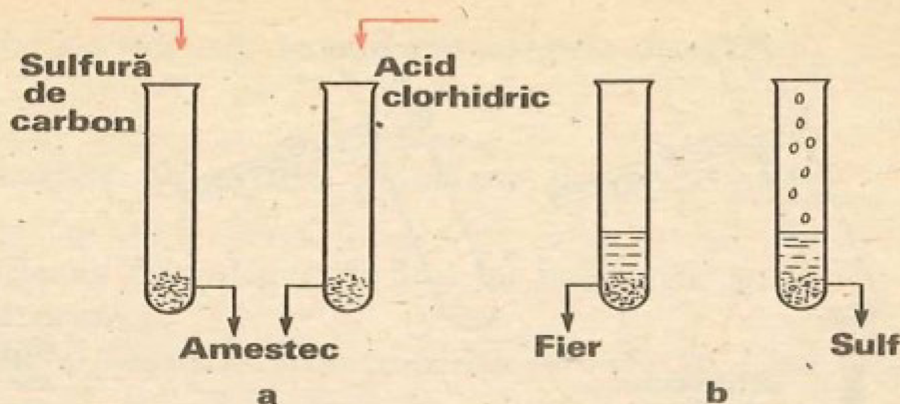


Fig.1.18. Acţiunea sulfurii de carbon şi a acidului clorhidric asupra amestecului de sulf şi fier

b. În prima, turnaţi sulfură de carbon, iar în cealaltă soluţie de acid clorhidric (fig. 1.18, *a*).

Ce fenomen observaţi? (Vezi fig. 1.18, *b*.)

c. Încercaţi cu un chibrit aprins natura gazului rezultat în urma tratării cu acid clorhidric.

d. Filtraţi conţinutul eprubetei în care aţi introdus sulfură de carbon (vezi operaţia de filtrare paragraful 1.7.). Evaporaţi dizolvantul folosind o sticlă de ceas pe care o aşezaţi sub nişă, departe de orice flacără. Pe sticla de ceas rămîne sulf.

Etapa a V-a de lucru

Tema: Obţinerea combinaţiei dintre fier şi sulf şi determinarea proprietăţilor acesteia.

Sarcini de lucru:

a. Amestecaţi într-un mojar 1,75 g pilitură de fier şi 1 g pulbere de sulf, pînă obţineţi un amestec omogen (observabil cu ochiul liber).

b. Luaţi o parte din acest amestec într-o eprubetă şi încălziţi puternic, agitînd uşor eprubeta în flacără (fig. 1.19).

În momentul în care apar primele puncte incandescente, retrageţi eprubeta din flacără şi urmăriţi cu atenţie fenomenele produse.

Lăsaţi eprubeta să se răcească.

c. Spargeţi eprubeta după răcire şi reţineţi substanţa neagră formată în timpul încălzirii amestecului. Aceasta este sulfura de fier. Ce aspect are sulfura de fier?

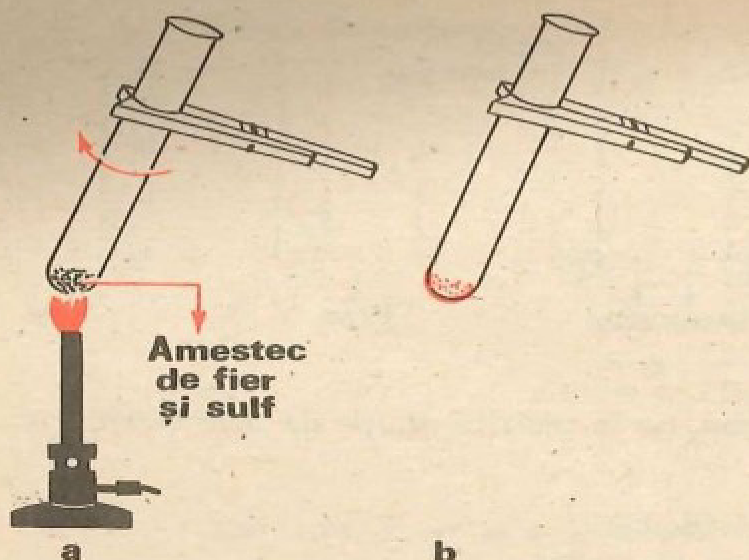
Etapa a VI-a de lucru

Tema: Determinarea proprietăţilor sulfurii de fier.

Sarcini de lucru:

a. Încercaţi acţiunea magnetului asupra sulfurii de fier.

b. Pisaţi sulfura de fier într-un mojar şi trataţi pulberea obţinută în eprubete diferite cu sulfură de carbon şi soluţie de acid clorhidric (fig. 1.20).



F'g. 1.19. Prepararea sulfurii de fier

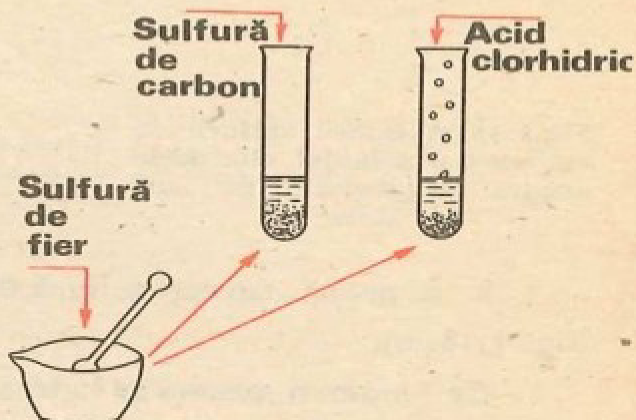


Fig. 1.20. Cercetarea proprietăților sulfurii de fier

Concluzii. Din experiențele descrise se observă cu ușurință că sulful și fierul se deosebesc atît prin proprietăți fizice, cît și prin proprietăți chimice.

Etapele I și II de lucru. Ambele substanțe sînt solide, dar sulful este de culoare galbenă, iar pilitura de fier de culoare cenușie, cu un ușor luciu metalic.

Sulful se dizolvă în sulfura de carbon, iar fierul nu.

Fierul este atras de un magnet și atacat de acidul clorhidric, pe cînd sulful nu prezintă nici o modificare sub acțiunea acestora.

Din reacția fierului cu acidul clorhidric se dezvoltă hidrogen, un gaz incolor care arde, dar nu întreține arderea.

Etapele III și IV de lucru. Amestecul de sulf și fier este solid, de culoare cenușie, cu reflexe verzui. Magnetul acționează numai asupra fierului, iar sulfura de carbon dizolvă numai sulful din amestec. Deci, atît fierul cît și sulful își mențin, după amestecare, proprietățile caracteristice și se pot separa prin metode cunoscute.

Etapele V și VI de lucru. Prin încălzire, fierul și sulful (luate în raportul indicat la pag. 23) au suferit un fenomen chimic, în urma căruia s-a format o substanță nouă, sulfura de fier.

Fenomenele chimice de transformare a unor substanțe în altele, cu proprietăți noi, poartă numele de reacții chimice.
Substanțele cu proprietăți noi, care rezultă în urma unirii a două sau mai multe substanțe chimice, se numesc combinații chimice.

Proprietățile fizice și chimice ale sulfurii de fier se deosebesc de cele ale sulfului și fierului:

— are culoare neagră;

— magnetul și sulfura de carbon nu au nici o acțiune asupra combinației*;

— acidul clorhidric reacționează cu sulfura de fier cu degajarea unui gaz rău mirositor (hidrogenul sulfurat).

Deci, în sulfura de fier, sulful și fierul nu mai prezintă proprietățile lor caracteristice.

Generalizînd concluziile cazului experimentat, se poate afirma că, într-un amestec, componentele își păstrează proprietățile, indiferent de proporția în care se găsesc, în timp ce combinația chimică prezintă proprietăți total diferite de cele ale componenților.

Combinația chimică este o *substanță compusă*, adică o substanță care, la rîndul ei, se poate descompune în alte substanțe cu proprietăți diferite.

Ca exemple de substanțe compuse se pot enumera: sulfura de fier, apa, dioxidul de carbon, zahărul.

Alte substanțe, ca de exemplu: fierul, sulful, hidrogenul, oxigenul, carbonul nu pot fi descompuse prin procedee obișnuite.

Acestea se numesc *substanțe simple*.

Din capitolul „*Introducere în studiul chimiei*" rețineți:

Corpul este porțiunea de materie cu formă proprie și volum bine determinat.

Substanța este materia din care este alcătuit un corp. Noțiunea de corp nu trebuie confundată cu noțiunea de substanță, întrucît aceasta din urmă reprezintă porțiunea de materie omogenă, de compoziție bine determinată și constantă.

Proprietățile substanțelor sînt însușirile caracteristice, cu ajutorul cărora se recunoaște o substanță.

Proprietățile substanțelor se clasifică în două mari grupe:

a) **proprietăți fizice,** cele care se referă la aspectul, la constantele fizice sau la alte însuşiri ale căror transformări nu schimbă compoziția substanțelor;

b) **proprietăți chimice,** cele care se referă la transformări care modifică compoziția substanțelor.

Fenomenele sînt transformările suferite de substanțe. Acestea se clasifică în:

a) **fenomene fizice,** care cuprind transformările de stare și de poziție pe care le suferă corpurile, lăsînd însă nemodificată compoziția substanțelor;

* Uneori, cînd o parte din sulf sublimează prin încălzire, sulfura de fier formată include și fier nereacționat. Din acest motiv, în aceste cazuri, magnetul manifestă o slabă atracție.

b) **fenomene chimice,** care transformă substanțele inițiale în altele cu proprietăți noi, modificînd compoziția acestora.

Chimia este știința care studiază compoziția, proprietățile și transformările chimice ale substanțelor.

Substanța pură este substanța perfect curată, a cărei compoziție rămîne neschimbată prin operații fizice.

Amestecul este rezultatul unor operații fizice de punere în comun a două sau mai multe substanțe, între care nu au loc fenomene chimice.

Reacțiile chimice sînt fenomenele chimice de transformare a unor substanțe în altele, cu proprietăți noi.

Combinațiile chimice sînt substanțele cu proprietăți noi, care rezultă în urma unirii a două sau mai multe substanțe chimice.

Exerciții și probleme-întrebări recapitulative

1. Determinați din ce substanțe sînt constituite corpurile enumerate mai jos: masă, dulap, pahar, menghină, șurubelniță și strung.

2. Subliniați cu o linie proprietățile fizice și cu două linii proprietățile chimice exemplificate în continuare.

Piatra vînătă are culoarea albastră.	Zahărul este solubil în apă.
Cărbunele arde.	Apa îngheață la 0°C.
Oțetul are gust acru.	Lemnul care stă mult în apă putrezește.
Mustul fermentează.	Laptele nefiert după un timp se acrește.
Esențele de fructe au miros plăcut.	

3. Enumerați trei substanțe chimice care la temperatura obișnuită se găsesc în stare gazoasă, două substanțe chimice care la temperatura obișnuită se găsesc în stare lichidă și cinci substanțe chimice care la temperatura obișnuită se găsesc în stare solidă.

4. Stabiliți starea de agregare la temperatura obișnuită a următoarelor substanțe chimice:

apa	dioxidul de carbon
soda de rufe	petrolul
oxigenul	piatra vînătă

5. Dați exemple de fenomene fizice și chimice suferite de aceeași substanță.

6. Într-un pahar Berzelius se introduc următoarele substanţe: cărbune, sare de bucătărie şi apă.

Ce metodă propuneţi pentru separarea a două dintre cele trei componente? Verificaţi practic soluţia propusă.

7. Completaţi, în figura 1.21, şirurile orizontale cu indicaţiile de mai jos astfel încît, pe coloana verticală 1 să rezulte denumirea celui mai uzual vas de laborator confecţionat din sticlă.

1. Vas de sticlă folosit în operaţia de filtrare.
2. Stropitor, sub altă denumire.
3. Vas de laborator din sticlă, cunoscut sub numele de... Berzelius.
4. Prima parte a denumirii unui accesoriu din sticlă, folosit pentru culegerea gazelor.
5. Aparat folosit atît în fizică, cît şi în chimie, pentru determinarea masei.
6. Vas de porţelan, de forma unui trunchi de con.
7. Vas de porţelan folosit pentru „fărîmiţarea" substanţelor.

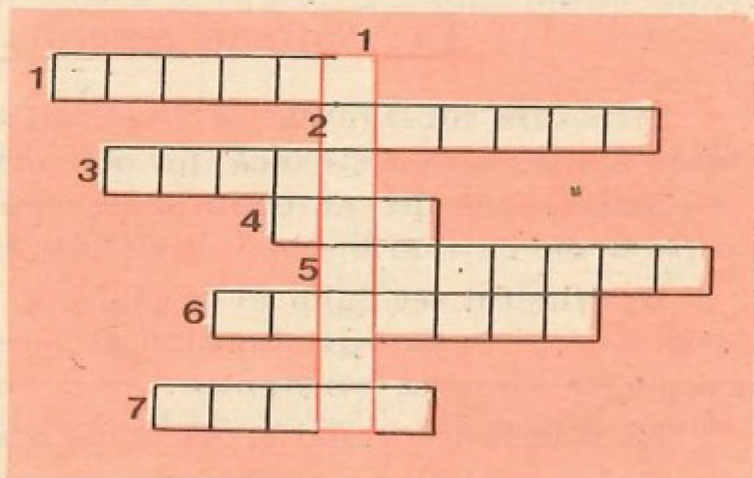


Fig. 1.21. Rebus chimic

2

Structura substanţelor. Sistemul periodic al elementelor

2.1. Noţiuni generale despre atom

Structura substanţelor a constituit o problemă importantă, care a frămîntat minţile omeneşti încă din cele mai vechi timpuri.

Astfel, încă din antichitate s-a emis teoria că materia este alcătuită din particule extrem de mici, invizibile şi indivizibile, numite *atomi**.

La sfîrşitul secolului al XVIII-lea, existenţa atomilor s-a impus ca o necesitate logică, datorită faptului că s-a observat că substanţele se combină în rapoarte de masă constante.

La sfîrşitul secolului al XIX-lea, descoperindu-se *electronul* (o particulă care intră în constituţia atomului şi are sarcină negativă) s-a ajuns la concluzia că atomul nu este o particulă indivizibilă.

Astăzi se cunoaşte că atomul este o componentă a materiei. El este invizibil, divizibil prin procedee fizice, în continuă mişcare, neutru din punct de vedere electric şi care participă efectiv în reacţiile chimice.

Atomul se defineşte ca fiind cea mai mică particulă dintr-o substanţă care, prin procedee chimice obişnuite, nu mai poate fi fragmentată în particule mai simple.

Atomii diferitelor substanţe simple se deosebesc prin structură, proprietăţi, masă şi dimensiuni. Aceeaşi substanţă simplă este alcătuită din atomi de acelaşi fel. Astfel, toţi atomii de oxigen sînt de acelaşi fel, însă diferiţi faţă de atomii de hidrogen, fier, zinc etc.

Prin ce proprietăţi se caracterizează atomii?

Totalitatea atomilor de acelaşi tip alcătuiesc un element chimic

În prezent se cunosc 106 elemente chimice, dintre care 90 s-au descoperit în natură, iar 16 s-au obţinut numai pe cale artificială în laborator.

* *Atomos* în limba greacă înseamnă „ce nu poate fi tăiat".

2.2. Simbolul chimic

Pentru fiecare element s-a stabilit o notație prescurtată, recunoscută pe plan internațional, denumită simbol.

Simbolul este litera sau grupul de litere cu care se notează în mod convențional un element.

Pentru exemplificare, sînt redate în tabelul 2.1 simbolurile cîtorva elemente.

Tabelul 2.1

Denumirea elementului	Simbolul	Denumirea elementului	Simbolul
Hidrogen	H	Carbon	C
Oxigen	O	Fluor	F
Sulf	S	Iod	I
Uraniu	U	Bor	B

Pentru elementele din tabelul 2.1 simbolurile reprezintă prima literă din denumire.

Pentru elementele ale căror denumiri încep cu aceeași inițială, în scopul de a se evita confuziile, simbolurile sînt formate din grupe de două litere.

În tabelul 2.2 sînt cuprinse 3 serii de elemente a căror denumire începe cu literele A, B și respectiv C.

Tabelul 2.2

Denumirea elementului	Simbolul	Denumirea elementului	Simbolul	Denumirea elementului	Simbolul
Aluminiu	Al	Bor	B	Carbon	C
Argint	Ag	Bariu	Ba	Calciu	Ca
Argon	Ar	Beriliu	Be	Clor	Cl
Arsen	As	Bismut	Bi	Cobalt	Co
Aur	Au	Brom	Br	Crom	Cr

Simbolurile elementelor au fost stabilite după denumirea lor în limba latină. De aceea, la unele elemente, simbolul chimic nu se poate stabili din denumirea curentă. Tabelul 2.3 cuprinde cîteva exemple.

Tabelul 2.3

Elementul	Denumirea în limba latină	Simbolul
Mercurul	Hydrargirum	Hg
Sodiul	Natrium	Na
Potasiul	Kalium	K
Azotul	Nitrogenium	N
Fosforul	Phosphorus	P

Întrucît în exemplele anterioare nu au fost cuprinse toate elementele, în anexa nr. 1, de la sfîrșitul manualului, sînt prezentate denumirile și simbolurile celor mai importante elemente (vezi coloanele 2 și 3).

Simbolul chimic are o dublă semnificație, și anume:

— semnificație calitativă și

— semnificație cantitativă.

Sub aspect calitativ, simbolul reprezintă un anumit element chimic. Sub aspect cantitativ, la scară atomică, simbolul chimic desemnează un atom al elementului respectiv.

De exemplu, H reprezintă:

— *calitativ* — elementul (hidrogenul);

— *cantitativ* — *la scară atomică*, un atom de hidrogen.

> *Explicați semnificația calitativă și cantitativă a simbolului O.*

Dacă, așa cum s-a precizat, un atom al oricărui element se notează prescurtat prin simbolul său chimic, un număr oarecare de atomi de același fel se reprezintă în scris prin simbolul chimic precedat de cifra (coeficientul) care indică numărul atomilor din elementul respectiv.

Astfel, un atom de carbon se notează prin simbolul carbonului C, iar 3 atomi de carbon: 3 C, în care coeficientul 3 reprezintă numărul atomilor de carbon.

> *Cum se vor reprezenta prescurtat: un atom de oxigen; șapte atomi de oxigen?*

La fel se procedează și pentru simbolurile formate din două litere, ca de exemplu: un atom de clor se notează prescurtat Cl, iar 5 atomi de clor: 5 Cl, în care coeficientul 5 reprezintă numărul atomilor de clor.

Generalizînd, n atomi ai unui element X se notează prin nX.

Teme de control

1. Cum se notează prescurtat elementele: azot, fosfor, mercur, sodiu și potasiu?

2. Dați trei exemple de elemente a căror denumire începe cu litera C și două exemple de elemente a căror denumire începe cu litera H.

3. Cum se notează 1 atom de hidrogen: 1 H sau H?
4 atomi de hidrogen: 4 H sau 1·4 H?
8 atomi de hidrogen: 8 H sau 2·4 H?

Ștergeți cu o linie notațiile necorespunzătoare și argumentați alegerea făcută.

2.3. Structura atomului

Observațiile și experiențele au dovedit că atomii se caracterizează prin următoarele proprietăți:

— sînt particule materiale neutre din punct de vedere electric;

— au dimensiuni extrem de reduse, astfel încît pe distanța de 1 cm se pot alinia aproximativ 100 000 000 de atomi unul lîngă altul;

— pot exista independent;

— au o structură complexă.

Atomul fiecărui element cuprinde două părți distincte, și anume:

— *nucleul* — partea centrală, care este încărcată *pozitiv* și în care se găsește concentrată aproape toată masa atomului;

— *învelișul de electroni* — regiunea exterioară a atomului, încărcată *negativ* și cu masă neglijabilă.

Numărul sarcinilor electrice pozitive este egal cu numărul sarcinilor electrice negative.

2.3.1. Nucleul

Nucleul atomului ocupă o porțiune foarte redusă din volumul total al atomului, astfel încît pe distanța de 1 cm se pot aranja aproximativ 1 000 000 000 000 (10^{12}) de nuclee unul lîngă altul. Deși extrem de mic, nucleul este format din alte particule materiale de dimensiuni și mai reduse, care se găsesc într-o continuă mișcare, și a căror masă determină masa atomului. Ele se numesc *nucleoni*. Cei mai importanți nucleoni sînt *protonii* și *neutronii*.

Protonul este o particulă materială încărcată cu o sarcină electrică pozitivă considerată egală cu + 1.

Masa protonului este extrem de mică*. Întrucît utilizarea unor astfel de valori ar complica mult calculele, s-a stabilit ca masa protonului să fie considerată egală cu unitatea. Ea se numește masă relativă a protonului.

Protonul se notează cu simbolul *p* precedat de numerele care indică sarcina electrică (jos) și masa acestuia (sus) $_{+1}^{1}p$.

Numărul protonilor din nucleul unui atom diferă de la un element la altul. De exemplu, hidrogenul are un singur proton în nucleul atomului său, heliul are 2 protoni, litiul are 3 protoni, carbonul are 6 protoni, oxigenul are 8 protoni, iar uraniul 92 de protoni. Pentru același tip de atomi, deci pentru același element chimic, numărul protonilor din nucleu este o constantă, care determină sarcina nucleară a acestuia și caracterizează atomul. El nu se modifică în timpul reacțiilor chimice.

Numărul protonilor din nucleu se numește număr atomic și se notează cu *Z*.

În funcție de numărul atomic *Z*, s-a stabilit o definiție mai precisă a elementului chimic.

---

* În grame, masa protonului este egală cu $1,6/10^{24}$ g.

Datele numerice referitoare la masa și dimensiunile particulelor componente ale atomilor *nu se vor memora*. Ele au fost specificate numai pentru a scoate în evidență dimensiunile atomului.

Specia de atomi cu aceeași sarcină nucleară sau același număr atomic *Z* se numește element chimic.

Atomul celui mai simplu element, hidrogenul, cuprinde în nucleu un singur proton. Atomii celorlalte elemente au în nucleele lor, pe lîngă protoni, și un număr oarecare de neutroni.

Deși nucleul oricărui atom cuprinde particule încărcate pozitiv (protoni) care ar trebui să se respingă, totuși el se caracterizează printr-o stabilitate extrem de mare. Aceasta se explică prin existența unor forțe speciale, numite *forțe nucleare*, care asigură atracții foarte puternice între toate particulele din nucleu.

La majoritatea nucleelor atracția produsă de forțele nucleare depășește forțele de respingere dintre protoni. Dincolo de limitele nucleului acțiunea acestor forțe nucleare scade însă foarte repede.

Neutronii sînt particule materiale neutre din punct de vedere electric și cu masa aproximativ egală cu cea a protonului.

Reprezentați schematic părțile componente ale atomului.

Neutronul se notează cu simbolul ^1_0n. Important de reținut este faptul că numărul neutronilor diferă atît de la element la element, cît și pentru același element.

În tabelul 2.4. sînt indicați nucleonii care sînt cuprinși în nucleele atomilor de hidrogen, carbon și oxigen.

Tabelul 2.4

Elementul	Numărul nucleonilor			Notația	Observații
	protoni(*Z*)	neutroni (*n*)	Total (*Z*+*n*)		
1	2	3	4	5	6
Hidrogenul	1	—	1	^1_1H	Hidrogenul ușor. Se găsește în proporția cea mai mare în hidrogenul natural.
	1	1	2	^2_1D	Hidrogenul greu sau deuteriul. În hidrogenul natural se găsește în raport de 1 atom D: 6 000 atomi H.
	1	2	3	^3_1T	Hidrogenul super greu sau tritiul. În hidrogenul natural se găsește în raport de 1 atom T: 10^{18} atomi H.
Carbonul	6	6	12	$^{12}_6C$	În natură carbonul se găsește sub forma unui amestec al celor trei specii de atomi, procentajul cel mai mare corespunzînd speciei care cuprinde 12 nucleoni.
	6	7	13	$^{13}_6C$	
	6	8	14	$^{14}_6C$	
Oxigenul	8	8	16	$^{16}_8O$	În natură oxigenul se găsește sub forma unui amestec al celor trei specii de atomi, procentajul cel mai mare corespunzînd speciei care cuprinde 16 nucleoni.
	8	9	17	$^{17}_8O$	
	8	10	18	$^{18}_8O$	

Urmărind cu atenţie coloanele 2 şi 3 ale tabelului 2.4 se observă că atomii aceluiaşi element pot prezenta pentru acelaşi număr de protoni un număr diferit de neutroni.

Speciile de atomi cu acelaşi număr de protoni (deci aceeaşi sarcină nucleară), dar cu număr de neutroni diferit, se numesc *izotopi*.

Din exemplele anterioare rezultă că hidrogenul, carbonul şi oxigenul au cîte 3 izotopi. În natură toate elementele care prezintă izotopi se găsesc sub forma unui amestec al acestor izotopi. Numărul izotopilor diferă de la un element la altul. De exemplu, staniul are 10 izotopi, plumbul are 6 izotopi etc. Izotopii aceluiaşi element diferă prin masa lor, dar au aproape aceleaşi proprietăţi fizice şi chimice.

Orice izotop este caracterizat atît prin numărul atomic Z, cît şi prin numărul total de particule din nucleu, $Z + n$.

Suma numărului de protoni şi numărului de neutroni din nucleu se numeşte număr de masă şi se notează cu A.

Numărul de masă A al unui element este un număr întreg, deoarece provine din însumarea a două numere întregi.

Izotopii se notează prescurtat prin simbolul elementului precedat de numărul atomic Z, şi numărul de masă A. Astfel, izotopii hidrogenului se vor nota: ${}^{1}_{1}H$; ${}^{2}_{1}H$ (${}^{2}_{1}D$); ${}^{3}_{1}H$ (${}^{3}_{1}T$); iar cei ai carbonului: ${}^{12}_{6}C$; ${}^{13}_{6}C$; ${}^{14}_{6}C$.

Cum se vor nota izotopii oxigenului?

Izotopul unui element X, cu numărul atomic Z şi numărul de masă A, se va nota: ${}^{A}_{Z}X$.

Cunoscînd numărul atomic Z şi numărul de masă A al unui atom se deduce uşor că *în nucleul* acestuia *vor fi cuprinşi:*

Z protoni

$A-Z$ neutroni

De exemplu, litiul are $Z = 3$ şi $A = 7$. În consecinţă atomul de litiu se notează: ${}^{A=7}_{Z=3}Li$.

Deci, nucleul atomului de litiu cuprinde 3 protoni ($Z = 3$) şi 4 neutroni ($7 - 3 = 4$).

Numărul de masă A nu trebuie confundat cu masa reală a atomului.

Temă de control

Se dau izotopii: ${}^{207}_{82}Pb$ ${}^{208}_{82}Pb$ ${}^{35}_{17}Cl$ ${}^{37}_{17}Cl$

şi se cere să se specifice numărul nucleonilor şi neutronilor pentru fiecare specie de atom.

2.3.2. Masa atomică. Mol de atomi

Învelişul de electroni avînd masa neglijabilă, toată masa atomului se consideră a fi concentrată în nucleu. Datorită dimensiunilor extrem de reduse ale atomilor şi particulelor componente, masa acestora, exprimată în grame, ar fi infimă. Ca urmare, oricît de mici ar fi cantităţile de substanţe care intră într-un proces chimic, ele cuprind un număr imens de atomi. De exemplu, dacă atomii cuprinşi într-un gram de fier s-ar distribui într-un strat omogen pe toată suprafaţa pămîntului, atunci fiecărui cm^2 i-ar reveni aproximativ 2 000 atomi de fier. Deci, folosirea maselor atomilor exprimate în grame sau utilizarea numărului real de atomi care participă într-o reacţie ar fi deosebit de dificile. De aceea chimiştii au convenit să folosească în locul masei atomilor exprimate în grame, masa acestora raportată la a 12-a parte din masa atomului $^{12}_{6}C$.

Atomul de carbon, aşa cum se ştie, cuprinde în nucleu 6 protoni şi 6 neutroni şi are numărul de masă $A = Z + n = 12$. În aceste condiţii a 12-a parte din masa atomului $^{12}_{6}C$ constituie o unitate de măsură, în funcţie de care se determină masa protonului şi neutronului, ca fiind egală cu 1, şi masa atomică relativă, sau, cum se mai numeşte simplu, masa atomică.

Numărul care arată de cîte ori masa unui atom este mai mare decît a 12-a parte din masa atomului $^{12}_{6}C$ se numeşte masă atomică.

Raportînd masele atomilor diferiţi la această unitate de măsură, se obţine pentru carbon exact 12, iar pentru majoritatea elementelor valori fracţionare ale maselor atomice. În calcule, se vor rotunji aceste valori şi se vor folosi numere întregi, ca de exemplu: pentru hidrogen 1, pentru oxigen 16, pentru sulf 32, pentru fier 56 etc. În ultima coloană a anexei nr. 1, sînt trecute masele atomice rotunjite ale celor mai cunoscute elemente. Determinări precise au arătat că în 12 g $^{12}_{6}C$ se găsesc $6,023 \cdot 10^{23}$ atomi. Acelaşi număr de atomi se găseşte însă şi într-un gram de hidrogen, în 16 g oxigen, în 32 g sulf, în 56 g fier etc., adică în cantităţi egale cu masele atomice respective, exprimate în grame.

Numărul $6,023 \cdot 10^{23}$ se notează cu N şi se numeşte *numărul lui Avogadro* în cinstea savantului italian care a adus o mare contribuţie în elaborarea teoriilor atomo-moleculare de la începutul secolului al XIX-lea.

$$N = 6,023 \cdot 10^{23}$$

Cantitatea în grame dintr-un element care conţine $6,023 \cdot 10^{23}$ atomi se numeşte mol de atomi.

Reluînd exemplele anterioare rezultă clar că:
12 g de carbon reprezintă un mol de atomi de carbon;

Cîte grame de fier reprezintă un mol de atomi de Fe? *Cîți atomi sînt cuprinși în această cantitate?*

1 g de hidrogen reprezintă un mol de atomi de hidrogen;
16 g de oxigen reprezintă un mol de atomi de oxigen etc.

Se remarcă faptul că molul de atomi corespunde unei cantități de substanțe numeric egală cu masa atomică a elementului exprimată în grame. Această cantitate se cunoaşte şi sub denumirea veche de atom-gram.

Cantitatea de substanță, numeric egală cu masa atomică a elementului, exprimată în grame, se numeşte mol de atomi sau atom-gram.

Numărul lui Avogadro şi noțiunea de mol de atomi ne permit să precizăm din punct de vedere macroscopic semnificația cantitativă a simbolului chimic.

Astfel, dacă la scară atomică simbolul reprezintă 1 atom al elementului considerat, „macroscopic"* el reprezintă un mol de atomi al acestuia, adică masa în grame corespunzătoare unui număr de $6{,}023 \cdot 10^{23}$ atomi din elementul reprezentat prin simbolul chimic respectiv.

Teme de control

1. În cîte grame de H; He; C; N şi Cl se vor găsi $6{,}023 \cdot 10^{23}$ atomi?
2. Cîți atomi se găsesc în 39 g potasiu, dar în 16 g oxigen?
3. Completați spațiile libere cu valorile numerice corespunzătoare:
a. — $6{,}023 \cdot 10^{23}$ atomi sînt cuprinși în . . . . . g sulf.
b. — În 56 g Fe se găsesc . . . . . atomi.

2.3.3. Învelişul de electroni al atomilor

Toți atomii sînt formați dintr-un nucleu, în jurul căruia se deplasează, cu viteze extrem de mari, particule materiale încărcate negativ, numite *electroni*.

Totalitatea electronilor care gravitează în jurul nucleului formează învelişul de electroni al atomului.

Numărul electronilor dintr-un atom este egal cu numărul protonilor din nucleu.

---

* Termenul „macroscopic" corespunde unei mase mari de substanță, suficientă pentru a putea fi văzută şi cîntărită.

Sarcina electrică a electronului este egală în valoare absolută cu sarcina electrică a protonului, dar de semn contrar acesteia.

Atomii sînt deci neutri din punct de vedere electric, întrucît numărul sarcinilor pozitive este egal cu cel al sarcinilor negative.

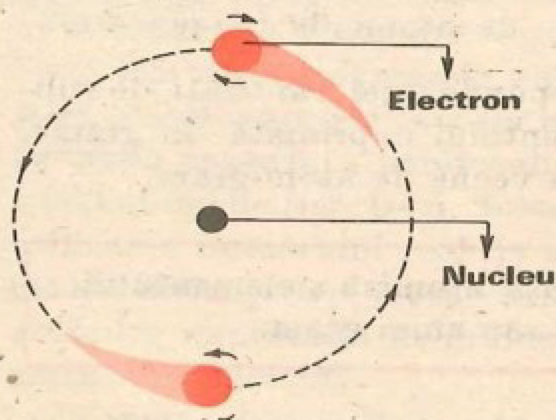


Fig. 2.1.
Electronii se deplasează în jurul nucleului cu viteze foarte mari

Electronii, indiferent cărui atom aparțin și în ce număr se găsesc, au aceeași sarcină electrică, masă și dimensiune. În consecință ei se caracterizează prin aceleași proprietăți și anume:

— sînt particule fundamentale, cu sarcină electrică negativă — 1;

— au masă neglijabilă, aceasta fiind de aproximativ 1840 de ori mai mică decît cea a protonului*;

— au dimensiuni foarte reduse**;

— se deplasează atît în jurul nucleului, cît și în jurul axei lor, cu viteze foarte mari (fig. 2.1), creînd o zonă de electricitate negativă, numită nor electronic;

— se notează fie cu simbolul ${}_{-1}^{0}e$; fie cu simbolul simplificat e^-.

Comparați sub toate aspectele particulele componente ale atomului (proton, neutron, electron).

2.4. Structura învelișului electronic

Învelișul electronic are o structură stratificată. El este format din straturi concentrice nucleului, notate de la nucleu spre exterior cu literele *K*, *L*, *M* etc. sau cifrele *1*,*2*,*3* (fig. 2.2.).

Pînă în prezent se cunosc 7 straturi: *K*,*L*,*M*,*N*,*O*,*P* și *Q*. Electronii se pot grupa pe straturi după cum urmează:

— în stratul *1*(*K*) unul sau maximum 2 electroni $= 2 \cdot 1^2$

— în stratul *2* (*L*) unul pînă la maximum 8 electroni $= 2 \cdot 2^2$

— în stratul *3*(*M*) unul pînă la maximum 18 electroni $= 2 \cdot 3^2$

— în stratul *4*(*N*) unul pînă la maximum 32 electroni $= 2 \cdot 4^2$

Generalizînd cazurile exemplificate mai sus și notînd numărul stratului cu n se obține pentru numărul maxim de electroni, N_{max}, relația: $N_{max} = 2n^2$.

Structurile de 2 electroni pe stratul *K* și de 8 electroni pe alte straturi corespund unor structuri stabile, cunoscute sub numele de *dublet* și *octet*.

---

* Masa electronului exprimată în grame este de $9{,}1/10^{28}$ g.

** Diametrul unui electron este de ordinul $1{,}4/10^{13}$ cm.

Electronii, care se găsesc în straturi diferite, posedă energii diferite, și anume: energia electronilor crește de la stratul K spre exterior (fig. 2.2, *a*).

Întrucît fiecărui strat îi corespund electroni de o anumită energie, straturile de electroni sînt cunoscute și sub numele de niveluri de energie (fig. 2.2, *b*).

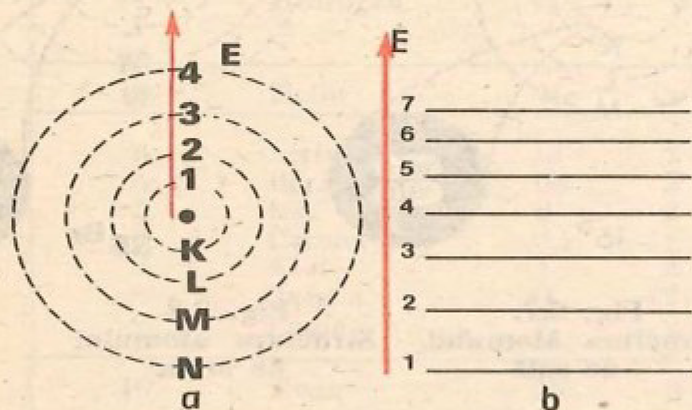


Fig. 2.2.
Straturi electronice (a) sau niveluri energetice (b)

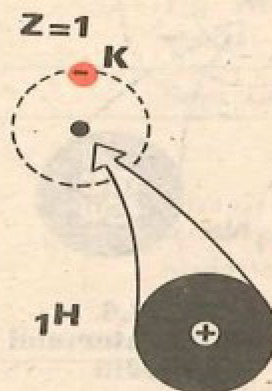


Fig. 2.3.
Structura atomului de hidrogen

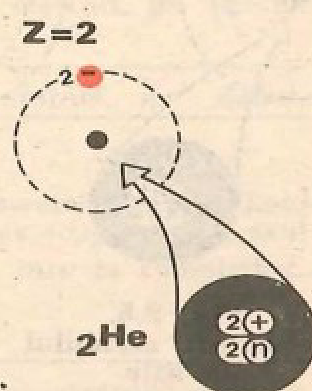


Fig. 2.4.
Structura atomului de heliu

În ocuparea straturilor cu electroni se respectă anumite reguli, dintre care se impune a fi reținută următoarea:

Electronii din jurul nucleului tind să se aranjeze pe straturi cu energii cît mai joase.

Astfel, dacă atomul are unul sau doi electroni, aceștia vor gravita în jurul nucleului pe stratul K. Dacă atomul are 3 electroni, 2 vor completa primul strat, iar al treilea va începe să completeze stratul al doilea (stratul L). Numai după ce stratul *2* va fi complet ocupat (cu 8 electroni), următorii electroni se vor situa pe stratul *3* (M).

Spre exemplificare se consideră atomii de H, He, Li, Na, S și Br.

Elementul hidrogen, H, are numărul atomic $Z = 1$ și
numărul de masă $A = 1$.

Deci atomul de hidrogen cuprinde:

— în nucleu un proton (nu are neutroni), iar

— în învelișul electronic un electron pe stratul K.

Elementul heliu, He, are numărul atomic $Z = 2$ și
numărul de masă $A = 4$.

Deci atomul de heliu cuprinde:

— în nucleu 2 protoni și 2 neutroni, iar

— în învelișul electronic 2 electroni situați pe stratul K, formînd o structură stabilă de dublet. De aceea atomul de heliu are o stabilitate mare.

Atomul de litiu, Li, cu numărul atomic $Z = 3$ și numărul de masă $M = 7$, are 3 protoni și 4 neutroni în nucleu și 3 electroni în învelișul electronic. Întrucît stratul K este complet ocupat cu dubletul de electroni, cel de-al treilea electron se situează pe stratul L (fig. 2.5).

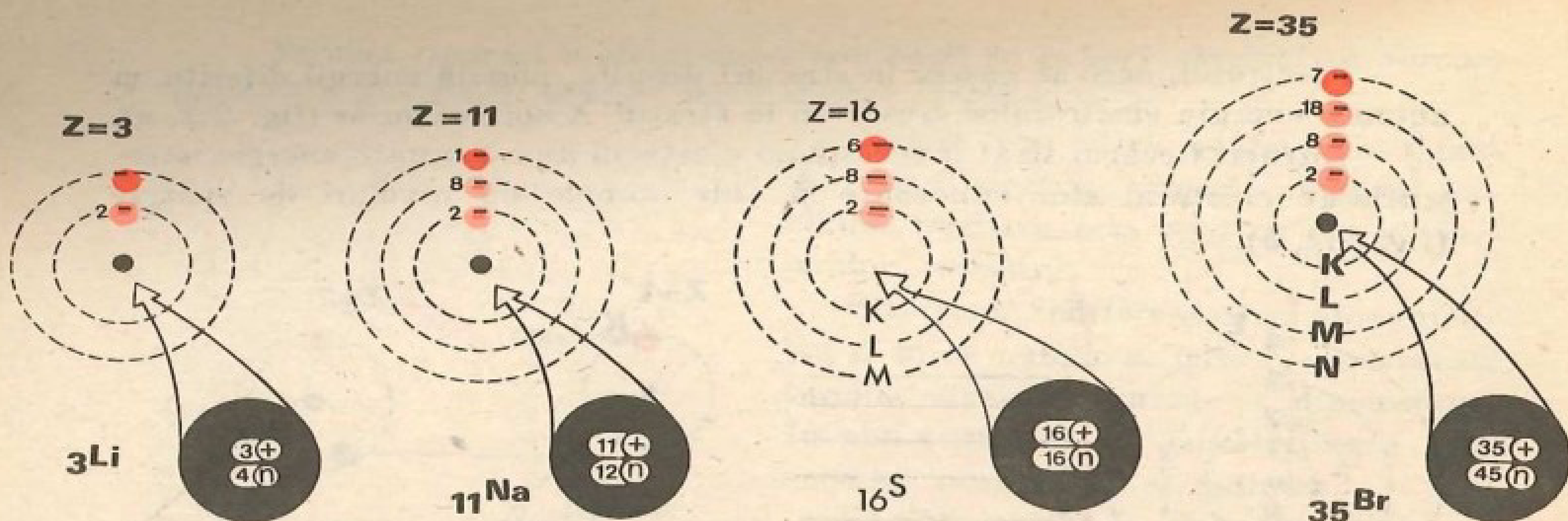


Fig. 2.5. Structura atomului de litiu

Fig. 2.6. Structura atomului de sodiu

Fig. 2.7. Structura atomului de sulf

Fig. 2.8. Structura atomului de brom

Atomul de sodiu Na, cu numărul atomic $Z = 11$ și numărul de masă $A = 23$, are în nucleu 11 protoni și 12 neutroni, iar în învelișul electronic 11 electroni (fig. 2.6). Cei 11 electroni vor fi repartizați în straturi în modul următor:

— stratul *1* (*K*) 2 electroni (dublet de electroni) } straturi complet
— stratul *2* (*L*) 8 electroni (octet de electroni) } ocupate
— stratul *3* (*M*) 1 electron (strat în curs de completare)

Total 11 electroni

Atomul de sulf S, cu numărul atomic $Z = 16$ și numărul de masă $A = 32$, are în nucleu 16 protoni și $32 - 16 = 16$ neutroni, iar în învelișul electronic 16 electroni (fig. 2.7). Cei 16 electroni sînt repartizați astfel:

— stratul *1* (*K*) 2 electroni (dublet de electroni) } straturi complet
— stratul *2* (*L*) 8 electroni (octet de electroni) } ocupate
— stratul *3* (*M*) 6 electroni (strat în curs de completare)

Total 16 electroni

Atomul de brom Br, cu $Z = 35$ și $A = 80$, are 35 protoni și $80 - 35 = 45$ neutroni în nucleu și 35 de electroni în învelișul electronic (fig. 2.8). Repartiția electronilor pe straturi este următoarea:

— stratul *1* (*K*) 2 electroni }
— stratul *2* (*L*) 8 electroni } straturi complet ocupate
— stratul *3* (*M*) 18 electroni }
— stratul *4* (*N*) 7 electroni (strat în curs de completare).

Total 35 electroni

Completarea straturilor cu electroni pentru atomii cu numărul atomic cuprins între 1—20 se poate urmări în tabelul 2.5.

Tabelul 2.5

Nr. atomic Z	Denumirea elementului	Simbolul chimic	Nr. electronilor pe straturi				Observații
			K	L	M	N	
1	Hidrogen	H	1				Un singur electron pe primul strat.
2	Heliu	He	2				Structură stabilă de *dublet*.
3	Litiu	Li	2	1			Atomii elementelor au primul strat complet ocupat și stratul al doilea în curs de completare.
4	Beriliu	Be	2	2			
5	Bor	B	2	3			
6	Carbon	C	2	4			
7	Azot	N	2	5			
8	Oxigen	O	2	6			
9	Fluor	F	2	7			
10	Neon	Ne	2	8			Primele două straturi complet ocupate. *K — dublet; L—octet.*
11	Sodiu	Na	2	8	1		Atomii elementelor au primele două straturi complet ocupate și stratul *3* în curs de completare.
12	Magneziu	Mg	2	8	2		
13	Aluminiu	Al	2	8	3		
14	Siliciu	Si	2	8	4		
15	Fosfor	P	2	8	5		
16	Sulf	S	2	8	6		
17	Clor	Cl	2	8	7		
18	Argon	Ar	2	8	8		Pe *stratul* K structură stabilă de *dublet* și pe *straturile* L și M structuri stabile de *octet*.
19	Potasiu	K	2	8	8	1	Atomii celor 2 elemente primesc electronul distinctiv pe stratul *N* (al patrulea).
20	Calciu	Ca	2	8	8	2	

Elementele ai căror atomi au structuri stabile pe ultimul strat (dublet pentru heliu, octet pentru neon, argon etc.) alcătuiesc un grup denumit *gaze rare*.

Aplicați regulile de ocupare a straturilor cu electroni pentru elementele magneziu, Z = 12, și arsen, Z = 33.

Din exemplificările cuprinse în tabelul 2.5, unde elementele sînt așezate în ordinea crescîndă a numărului atomic, se observă că învelișul electronic al unui atom diferă de cel al atomului următor printr-un electron.

Acest electron se numește *electron distinctiv*. Electronul distinctiv, pentru primele 18 elemente, este plasat pe stratul în curs de completare, pînă ce stratul atinge numărul maxim și apoi următorul electron distinctiv se aranjează pe stratul imediat superior.

Structura învelișului electronic este de o importanță deosebită, întrucît proprietățile elementelor sînt determinate de *numărul* și de *repartiția electronilor pe straturi*.

Pentru stabilirea unei imagini complete asupra structurii atomului şi a caracteristicilor particulelor componente, urmăriţi tabelul 2.6.

Tabelul 2.6

ATOMUL → Nucleul → Nucleoni → Proton, Neutron; ATOMUL → $^A_Z X$; ATOMUL → Învelişul de electroni → Electron

	Proton	Neutron		Electron
Simbolul	$^{1}_{+1}p$	$^{1}_{0}n$	$^{A}_{Z}X$	$^{0}_{-1}e$
Masa relativă	1	1	A	$\frac{1}{1840}$ *
Sarcina electrică relativă	+1	0	0	−1

Exerciţii şi probleme-întrebări recapitulative

1. Scrieţi simbolurile următoarelor elemente: hidrogen, clor, azot, sulf fosfor, cupru, mercur, sodiu, oxigen, aluminiu şi potasiu.

2. Ce elemente, ale căror denumiri încep cu litera B şi N, cunoaşteţi? Care sînt simbolurile acestor elemente?

3. Scrieţi: 3 atomi de clor, 2 atomi de sodiu, 7 atomi de fosfor, 1 atom de fluor, 4 atomi de mercur, 5 atomi de potasiu.

4. Cum veţi nota n atomi ai unui element Y?

5. Care sînt nucleonii cuprinşi în speciile de atomi indicate mai jos:

$A = 12$, $Z = 6$ C	$A = 19$, $Z = 9$ F	$A = 32$, $Z = 16$ S
$A = 108$, $Z = 47$ Ag	$A = 64$, $Z = 29$ Cu	$A = 238$, $Z = 92$ U

6. Cum se poate determina numărul neutronilor, cunoscînd numărul atomic şi numărul de masă?

7. Atomul de fluor are sarcina nucleară $Z = 9$. Stabiliţi numărul total de electroni şi repartiţia acestora pe straturi.

8. Cunoscînd regulile de completare a straturilor de electroni stabiliţi cum vor fi repartizaţi cei 13 electroni ai atomului de aluminiu.

9. Cunoscînd numărul maxim de electroni pe fiecare strat, stabiliţi repartiţia electronilor pe straturi, în cazul atomului de kripton Kr, ştiind că $Z = 36$.

---

* Din masa protonului.

2.5. Sistemul periodic al elementelor

Descoperirea unui mare număr de elemente a dus la necesitatea sistematizării lor.

Astfel, la începutul secolului al XIX-lea s-a propus prima clasificare a elementelor în metale și nemetale. De exemplu, fierul Fe, aluminiu Al, cuprul Cu, argintul Ag aparțin primei categorii, iar sulful S, carbonul C, oxigenul O, hidrogenul H, azotul N aparțin celei de-a doua categorii.

Ulterior însă s-a remarcat că sînt și elemente care prezintă atît proprietăți caracteristice metalelor cît și nemetalelor. Deci aspectul și proprietățile fizice ale elementelor nu pot constitui un criteriu riguros științific de clasificare a acestora.

În 1869 marele chimist rus Dimitrie Ivanovici Mendeleev, după un studiu îndelungat, a aranjat elementele în ordinea crescîndă a maselor lor atomice într-un tabel, în care elementele cu proprietăți asemănătoare se găseau unele sub altele (în aceeași coloană verticală).

Cercetînd cu atenție relația dintre masele atomice și proprietățile elementelor, Mendeleev ajunge la concluzia că proprietățile fizice și chimice, după un anumit număr de elemente, se repetă în mod periodic. Astfel, el descoperă *legea periodicității*, care stă la baza clasificării elementelor.

Proprietățile fizice și chimice ale elementelor se repetă în mod periodic* în funcție de masele lor atomice.

După stabilirea structurii atomului, s-a constatat că proprietățile elementelor depind de structura învelișului electronic. Dar, numărul de electroni al unui element este egal cu numărul de protoni din nucleu, deci cu numărul atomic Z. În consecință, se poate deduce că *proprietățile fizice și chimice ale elementelor depind de numărul atomic Z* (sarcina nucleară a elementelor).

Activitate independentă a elevilor

1. Pentru verificarea acestei deducții, considerați primele 20 de elemente aranjate într-un singur șir orizontal, în ordinea crescîndă a numărului atomic Z.



2. Pentru fiecare element notați, sub simbol, numărul electronilor de pe ultimul strat (vezi tabelul 2.7).

3. Lăsați primele două elemente (H și He) de o parte și comparați numărul electronilor de pe ultimul strat al celorlalte elemente.

4. Subliniați cu roșu simbolurile elementelor care au pe ultimul strat un electron, cu albastru simbolurile elementelor care au pe ultimul strat 2 electroni și

* Sînt funcții periodice.

cu alte culori simbolurile elementelor care au pe ultimul strat acelaşi număr de electroni (3, 4 etc.).

5. Restrîngeţi şirul orizontal, aranjînd simbolurile elementelor cu acelaşi număr de electroni pe ultimul strat, unele sub altele. Cîte coloane verticale obţineţi?

Tabelul 2.7

Număr atomic	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
Simbolul	H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca
Nr. electronilor de pe ultimul strat	1	2	1	2	3	4	5	6	7	8	1	2	3	4	5	6	7	8	1	2

Se observă că elementele cu numărul atomic Z = 3 Li; Z = 11 Na şi Z = 19 K au un singur electron pe ultimul strat.

Elementele cu numărul atomic Z = 4 Be; Z = 12 Mg şi Z = 20 Ca au pe ultimul strat doi electroni, iar perechile de elemente cu:

Z = 5 şi Z = 13
Z = 6 Z = 14
Z = 7 Z = 15
Z = 8 Z = 16
Z = 9 Z = 17
Z = 10 Z = 18

au 3, 4, 5, 6, 7 şi respectiv 8 electroni pe ultimul strat.

Aranjînd unele sub altele elementele cu acelaşi număr de electroni pe ultimul strat, şirul din tabelul 2.7 se restrînge în 8 coloane verticale, ca în tabelul 2.8.

Tabelul 2.8

Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	etc.	etc.				

Hidrogenul şi heliul, avînd structuri electronice care le imprimă proprietăţi diferite faţă de celelalte elemente, sînt situate separat, înaintea acestora.

Continuînd aranjarea elementelor, în ordinea crescîndă a numărului atomic, astfel încît elementele cu aceeaşi configuraţie electronică pe ultimul strat să se găsească unele sub altele, toate elementele cunoscute pînă astăzi (de la Z = 1 hidrogenul, pînă la Z = 106) pot fi cuprinse într-un tabel, denumit *sistemul periodic al elementelor* (vezi tabelul anexat la sfîrşitul cărţii).

Experimental s-a dovedit că elementele cu aceeași configurație electronică pe ultimul strat prezintă proprietăți asemănătoare. Deoarece în sistemul periodic al elementelor configurația electronică se repetă în mod periodic, urmează că și proprietățile variază periodic.

Cum se explică faptul că proprietățile elementelor sînt funcții periodice ale sarcinii nucleare?

Deci se impune o ușoară modificare a legii periodicității, și anume:

Proprietățile fizice și chimice ale elementelor sînt funcții periodice ale sarcinii nucleare Z.

2.5.1. Structura sistemului periodic al elementelor

Sistemul periodic al elementelor este alcătuit din șiruri orizontale, numite *perioade*, și coloane verticale, numite *grupe* (vezi tabelul de la sfîrșitul manualului).

Șirul de elemente cuprins între două gaze rare succesive se numește perioadă.

Perioadele se notează cu cifre arabe și sînt în număr de șapte. Perioada întîi cuprinde doar două elemente, H și He; perioadele a doua și a treia cuprind cîte 8 elemente, perioadele a patra și a cincea cîte 18 elemente, perioada a șasea 32 elemente, iar perioada a șaptea este incompletă.

În perioadele *6* și 7 se găsesc două serii de elemente cu proprietăți foarte asemănătoare între ele, cunoscute sub numele de *lantanide și actinide*, după numele primului element dinaintea seriei (lantanul și actiniul). Simbolurile acestor elemente sînt scrise pe un fond galben, sub tabel.

Deoarece fiecare perioadă se încheie cu un gaz rar, numărul de elemente dintr-o perioadă se poate determina făcînd diferența dintre numărul atomic al gazului rar ce încheie perioada și numărul atomic al gazului rar din perioada precedentă. Acest calcul se poate urmări în tabelul 2.9.

Tabelul 2.9

Gazul rar	Numărul atomic	Diferența între numerele atomice	Perioada	Numărul de elemente din perioadă
Heliu	2	2 — 0 = 2	1	2
Neon	10	10 — 2 = 8	2	8
Argon	18	18 — 10 = 8	3	8
Kripton	36	36 — 18 = 18	4	18
Xenon	54	54 — 36 = 18	5	18
Radon	86	86 — 54 = 32	6	32

Aranjarea elementelor în perioade conduce totodată și la apariția a 18 coloane verticale, numite grupe, dintre care 8 grupe principale și 10 grupe secundare.

Coloanele verticale, care cuprind elementele cu aceeași configurație electronică pe ultimul strat, se numesc grupe.

În aceeași grupă se găsesc elemente cu proprietăți asemănătoare. Grupele se notează cu cifre romane, cu exponentul *a* pentru grupele principale și *b* pentru grupele secundare. În conformitate însă cu recomandările Uniunii Internaționale de Chimie Pură și Aplicată (IUPAC), desemnarea grupelor sistemului periodic se face prin cifre arabe, de la stînga la dreapta, de la 1 la 18 (vezi sistemul periodic de la sfîrșitul manualului).

În grupele I și II principale, precum, și în toate grupele secundare, se găsesc elemente care prezintă o serie de proprietăți comune:

— sînt solide, cu excepția mercurului;
— prezintă luciu caracteristic;
— sînt bune conducătoare de căldură și electricitate;
— pot fi trase în foi subțiri (sînt maleabile)*;
— pot fi trase în fire subțiri (sînt ductile)*;
— sînt rezistente la tracțiune*.

Elementele cu proprietățile enumerate mai sus se numesc *metale*.

Metalele sînt delimitate de celelalte elemente printr-o linie frîntă îngroșată (vezi sistemul periodic de la sfîrșitul manualului).

În grupele principale III, IV, V și VI, elementele care se găsesc sub linia frîntă îngroșată au deci și ele caracter metalic.

Elementele din grupele principale III, IV, V, VI și VII, situate deasupra liniei îngroșate, prezintă proprietăți diferite față de metale:

— se găsesc în toate stările de agregare;
— nu au luciu caracteristic,
— sînt izolatori termici și electrici;
— sînt sfărîmicioase.

Elementele cu proprietățile enunțate mai sus se cunosc sub denumirea de *nemetale*.

Grupa a VIII-a principală cuprinde gazele rare: neon Ne, argon Ar, kripton Kr, xenon Xe și radon Rn.

Stabiliți prin ce se deosebesc grupele de perioadele din sistemul periodic al elementelor.

Din intersecțiile liniilor care delimitează grupele și perioadele sistemului, rezultă mici căsuțe în care se notează simbolul elementului, numărul atomic Z și, uneori, masa atomică (fig.2.9).

Z=2
He
A=4,003

Fig. 2.9. Căsuța heliului din sistemul periodic

*În clasele superioare veți învăța și excepții de la aceste proprietăți generale.

2.5.2. Legătura dintre structura atomului și locul ocupat de un element în sistemul periodic

În paragraful 2.5 s-a văzut că numărul electronilor de pe ultimul strat a determinat poziția elementului în sistemul periodic. Deducem că între structura atomului unui element și locul ocupat de acesta în sistemul periodic există o strînsă legătură.

Numărul atomic, notat în fiecare căsuță, indică:

— numărul de protoni din nucleul atomului;
— numărul de electroni din învelișul de electroni;
— ordinea în care se succede elementul în sistem (numărul de ordine).

De exemplu, litiul, cu $Z = 3$, are în nucleul atomului său 3 protoni, iar în învelișul de electroni 3 electroni și ocupă locul al 3-lea în sistemul periodic.

> *Sulful are $Z = 16$. Ce caracteristici puteți deduce din această valoare?*

Bromul, cu $Z = 35$, are 35 de protoni în nucleu, 35 electroni în învelișul de electroni și ocupă locul al 35-lea în sistemul periodic.

Numărul electronilor de pe ultimul strat este egal cu numărul grupei principale.

> *Ce deduceți din faptul că Sn și Pb sînt situate în grupa a IV-a principală?*

Astfel, litiul, sodiul, potasiul, care au cîte un electron pe ultimul strat, sînt situate în grupa I principală; fluorul, clorul, bromul și iodul, care au 7 electroni pe ultimul strat, sînt situate în grupa a VII-a principală, iar gazele rare, care au 8 electroni pe ultimul strat, sînt situate în grupa a VIII-a principală.

Grupele secundare cuprind numai metale, dar cu structuri electronice și proprietăți diferite față de cele ale metalelor din grupele principale.

Numărul stratului periferic în curs de completare este egal cu numărul perioadei.

> *În ce perioadă vor fi situate* K *și* Ca *dacă au în curs de completare stratul 4?*

De exemplu, carbonul, azotul, oxigenul au în curs de completare stratul L (al doilea, vezi tabelul 2.5), deci aceste elemente sînt situate în perioada a 2-a. Sodiul, magneziul, aluminiul au în curs de completare stratul M (al treilea), deci ele vor fi situate în perioada a 3-a.

Legătura strînsă între locul ocupat de un element în această clasificare și structura lui atomică a permis ca sistemul periodic să devină un instrument de lucru în studiul chimiei. Cu ajutorul numărului atomic Z și al numărului de masă A se pot determina: numărul protonilor Z, numărul neutronilor $A - Z$, numărul electronilor Z și poziția în sistemul periodic.

Ce structură are atomul elementului $Z = 9$ și $A = 19$?
Stabiliți poziția acestui element în sistemul periodic.

De exemplu, carbonul are $Z = 6$ și $A = 12$, deci atomul de carbon cuprinde în nucleu 6 protoni și 6 neutroni, iar în învelișul electronic 6 electroni. Avînd 4 electroni pe stratul al doilea, strat în curs de completare, carbonul se găsește în grupa a IV-a principală, perioada a doua.

În același timp, cunoscînd numai poziția elementului în sistemul periodic (numărul grupei și numărul perioadei), se pot obține informații cu privire la structura atomului.

De exemplu, sulful se găsește în sistemul periodic în perioada a 3-a, grupa a VI-a. Folosind numai aceste date se pot deduce următoarele:

— învelișul electronic al atomului de sulf are trei straturi: primele două complet ocupate cu electroni (2 și respectiv 8), iar al treilea, în curs de completare;

— pe ultimul strat se găsesc 6 electroni;

— totalul electronilor (16) indică valoarea numărului atomic Z, deci și a sarcinii nucleare (16 protoni).

Exerciții și probleme-întrebări recapitulative

1. Se dau elementele: sodiul, clorul, mercurul, iodul, magneziul și zincul. Stabiliți care sînt metale și care sînt nemetale, urmărind poziția lor în sistemul periodic al elementelor.

2. Un element are numărul atomic $Z = 18$. Ce informații deduceți din această valoare? Ce particularitate prezintă configurația electronică a atomului elementului?

3. Un element ocupă locul 12 în sistemul periodic. Ce deduceți din această informație, fără să consultați sistemul periodic?

4. Atomul unui element are 6 protoni în nucleu. Care este acest element? Ce alte amănunte puteți deduce din această unică informație?

5. Ce proprietăți comune au toate elementele situate în grupa I principală? Dar cele din grupa a VII-a principală?

6. Stabiliți configurațiile învelișului electronic pentru atomii tuturor elementelor din perioada a 2-a.

7. Învelișul electronic al unui element X cuprinde 14 electroni. Care este configurația electronică a atomului elementului respectiv? Ce alte amănunte deduceți din această informație dată?

8. Sodiul se găsește în sistemul periodic în perioada a 3-a, grupa I principală. Ce date cu privire la structura atomului de Na puteți deduce din poziția sa în sistemul periodic?

9. Învelișul electronic al atomului de fosfor are, pe stratul 3, cinci electroni. Care este configurația electronică a atomului de fosfor? Fără să consultați sistemul periodic, stabiliți ce poziție va ocupa elementul în această clasificare.

2.6. Ioni. Formarea ionilor pozitivi și negativi

Se cunoaște că atomul este neutru din punct de vedere electric (numărul protonilor fiind egal cu numărul electronilor).

Sub influența unor factori externi (căldură, lumină etc.), atomii pot ceda sau accepta unul sau mai mulți electroni. În acest caz numărul sarcinilor pozitive din nucleu nu mai este egal cu numărul sarcinilor negative din învelișul de electroni. În consecință, atomul își pierde caracterul neutru și va deveni o particulă cu o sarcină electrică ce depinde de numărul electronilor cedați sau acceptați.

Atomul încărcat cu sarcină electrică, ce apare datorită numărului diferit de electroni din învelișul electronic în comparație cu numărul protonilor din nucleu, se numește ion.

Transformarea unui atom în ionul respectiv se numește *ionizare*. Ionul se notează cu simbolul elementului căruia îi aparține, însoțit de sarcina electrică scrisă în dreapta sus. De exemplu, ionul pozitiv de sodiu se notează Na^+, iar ionul negativ de clor se notează Cl^-.

După semnul sarcinii electrice, ionii sînt de două categorii:

— *ioni pozitivi*, rezultați prin cedare de electroni, și

— *ioni negativi*, rezultați prin acceptare de electroni.

2.6.1. Formarea ionilor pozitivi

Ca exemplu se va lua inițial atomul de litiu, Li cu $Z = 3$, care are trei protoni în nucleu și 3 electroni în învelișul electronic (vezi figura 2.5).

În anumite condiții, atomul de litiu poate ceda electronul de pe ultimul strat, transformîndu-se astfel în ionul pozitiv de litiu (fig.2.10).

Notînd electronul printr-un punct situat lîngă simbolul elementului, procesul de ionizare al litiului poate fi reprezentat astfel:



$$Li\cdot \rightarrow Li^{+} + e^{-}$$

Din figura 2.10 rezultă că după cedarea electronului de pe stratul L, ionul de litiu a rămas cu învelişul electronic al atomului de heliu (structură stabilă de dublet).

Acelaşi mecanism stă şi la baza formării ionului de sodiu. Astfel, atomul de sodiu Na care are $Z = 11$, adică în nucleu 11 protoni, iar în învelişul de electroni 11 electroni, prin cedarea unui electron rămîne în învelişul de electroni cu 10 sarcini negative față de 11 sarcini pozitive în nucleu. Zece electroni nu pot neutraliza decît zece protoni din nucleu, deci atomul de sodiu s-a transformat în ionul pozitiv de sodiu, proces ce se poate reprezenta astfel:



$$Na\cdot \rightarrow Na^{+} + e^{-}$$

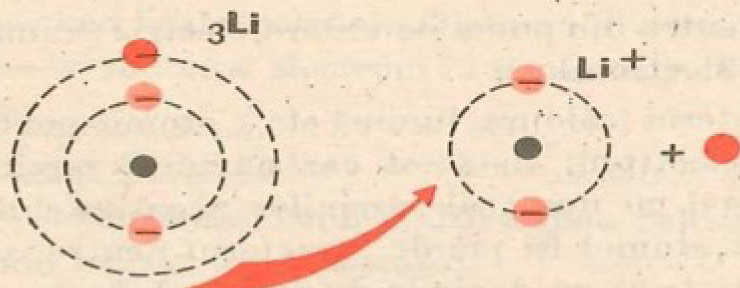


Fig. 2.10. Formarea ionului de litiu

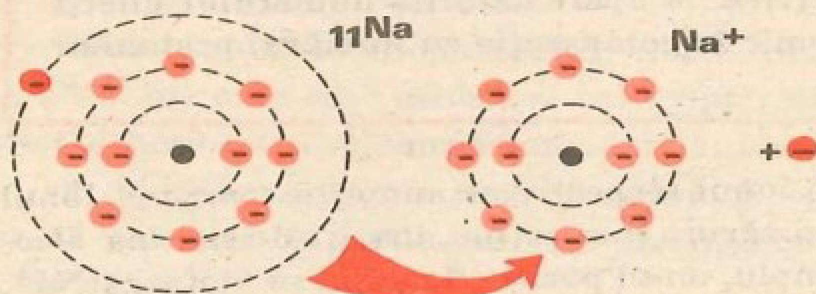


Fig. 2.11. Formarea ionului de sodiu

Urmărind în tabelul 2.5 şi în figura 2.11 structura învelişului electronic al atomului de sodiu, se observă că după cedarea electronului de pe stratul M, ionul de sodiu a rămas cu învelişul electronic al neonului, care corespunde unei structuri deosebit de stabile (octetul electronic).

În exemplele anterioare s-a putut urmări obţinerea ionilor cu o singură sarcină pozitivă. Se cunosc însă şi atomi care pot ceda 2 sau 3 electroni. De exemplu, atomul de magneziu, care are $Z = 12$, în tendinţa de a ajunge la structura stabilă de octet, poate ceda 2 electroni de pe stratul M şi rămîne cu 12 protoni în nucleu şi cu 10 electroni în învelişul de electroni (fig. 2.12). Deci ionul de magneziu va poseda două sarcini pozitive:



$$Mg\colon \rightarrow Mg^{2+} + 2e^{-}$$

Atomul de aluminiu, în mod similar, poate ceda 3 electroni şi trece în ionul cu trei sarcini pozitive:



$$\dot{A}l\colon \rightarrow Al^{3+} + 3e^{-}$$

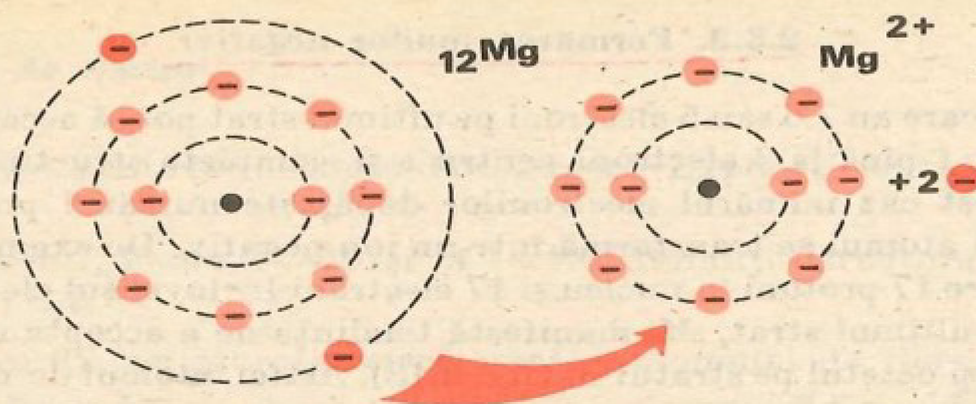


Fig. 2.12. Formarea ionului de magneziu

Concluzie. Atomii cu un număr mic de electroni pe ultimul strat, în tendința de a ajunge la structuri stabile, pot ceda unul sau mai mulți electroni, formînd ioni cu atîtea sarcini pozitive cîți electroni au cedat și trecînd în structura electronică a gazelor rare, care le preced în sistemul periodic.

Reprezentați, prin desen, ionizarea atomului de aluminiu (folosiți modelul din figura 2.12).

Elementele care au tendința de a forma ioni pozitivi se numesc *elemente cu caracter electropozitiv*.

Din totalul de 106 elemente cunoscute pînă în prezent majoritatea au caracter electropozitiv.

Cele mai cunoscute elemente cu caracter electropozitiv sînt: sodiul, magneziul, aluminiul, zincul, fierul, staniul (cositorul), plumbul, cuprul (arama), argintul, aurul etc. Deci metalele sînt elemente cu caracter electropozitiv.

Teme de control

1. Cîți electroni pot ceda elementele situate în grupele I, II și III principale? Argumentați răspunsul.

2. Știind că potasiul, K este situat în grupa I principală, perioada a 4-a, stabiliți:

— configurația electronică a atomului de potasiu;
— ce tip de ioni va forma;
— în ce constă procesul de ionizare a atomului de potasiu.

3. Elementul calciu, Ca are $Z = 20$ și $A = 40$.

Ce puteți deduce din aceste valori?

Ce fel de ioni poate forma atomul de calciu?

Reprezentați grafic procesul de ionizare și stabiliți care este configurația electronică a ionului de calciu.

2.6.2. Formarea ionilor negativi

Atomii care au 7,6 sau 5 electroni pe ultimul strat pot să accepte, în anumite condiții, 1 pînă la 3 electroni pentru a-și completa structura stabilă de octet. În acest caz numărul electronilor depășește numărul protonilor din nucleu și deci atomul se transformă într-un ion negativ. De exemplu, atomul de clor care are 17 protoni în nucleu și 17 electroni în învelișul electronic (dintre care 7 pe ultimul strat, *M*) manifestă tendința de a accepta un electron, completîndu-și octetul pe stratul *M* (fig. 2.13). Astfel, atomul de clor se transformă într-un ion negativ:



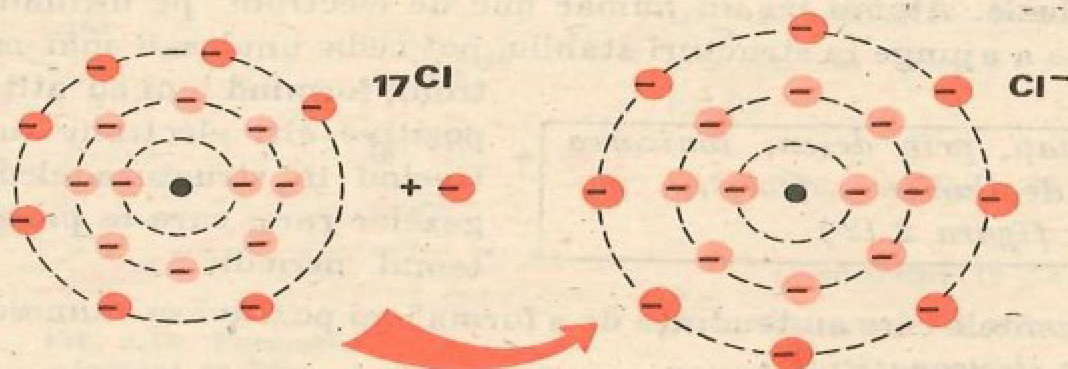


Fig. 2.13. Formarea ionului de clor

Atomul de sulf, care are $Z = 16$ și deci 16 protoni în nucleu și 16 electroni în învelișul periferic, poate accepta doi electroni pentru a-și completa octetul. În consecință, se transformă în ionul de sulf cu două sarcini negative:



Concluzie. Atomii care au pe ultimul strat 7,6 sau 5 electroni, în tendința de a-și forma pe ultimul strat structuri stabile, pot accepta unul sau mai mulți electroni formînd ioni, cu atîtea sarcini negative cîți electroni au acceptat și trecînd în structura electronică a gazelor rare care le urmează în sistemul periodic.

> *Reprezentați prin desen ionizarea atomului de sulf.*

Elementele care au tendința de a forma ioni negativi se numesc *elemente cu caracter electronegativ*. Printre elementele cu caracter electronegativ se numără: fluorul, clorul, oxigenul, sulful, azotul, fosforul ș.a. Deci, nemetalele sînt elemente cu caracter electronegativ.

> *Prin ce proprietăți deosebiți un metal de un nemetal?*

Teme de control

1. Ce ion poate forma atomul de oxigen? Explicaţi procesul de ionizare a acestuia.

2. Fluorul, F are $Z = 9$ şi $A = 19$. Stabiliţi structura atomului de fluor.

Comparaţi configuraţia electronică a atomului de fluor, F, cu cea a ionului de fluor F^-.

3. Cunoscînd că elementul iod, I, este situat în grupa a VII-a principală şi perioada a 5-a, determinaţi cu ajutorul sistemului periodic al elementelor:

— valoarea numărului atomic;
— configuraţia electronică a atomului de iod;
— procesul de ionizare;
— configuraţia electronică a ionului de iod.

2.6.3. Variaţia caracterului electropozitiv în sistemul periodic

În reacţiile chimice, marea majoritate a atomilor tind să ajungă la configuraţii stabile de octet.

În multe cazuri, aşa cum s-a văzut în paragraful precedent, aceasta se realizează prin cedare sau acceptare de electroni.

Pentru ca un atom neutru să cedeze electroni este nevoie întotdeauna de o energie exterioară (căldură, electricitate, lumină). Valoarea acestei energii consumate va fi cu atît mai scăzută, cu cît numărul de electroni smulşi din atom este mai mic.

În consecinţă, tendinţa elementului de a trece într-un ion pozitiv, adică caracterul său electropozitiv va fi cu atît mai mare cu cît numărul electronilor de pe ultimul strat este mai mic. Deci, dacă se compară caracterul electropozitiv al sodiului cu cel al magneziului şi al aluminiului, se deduce teoretic că sodiul are caracterul cel mai electropozitiv, iar aluminiul cel mai puţin electropozitiv.

Comparaţi caracterul electropozitiv al calciului cu cel al potasiului.

Cum sodiul, magneziul şi aluminiul sînt situate în aceeaşi perioadă (perioada a 3-a), rezultă că *în perioadă caracterul electropozitiv scade de la stînga spre dreapta* (de la grupa I la grupa a VII-a principală). Deci, elementele cu cel mai electropozitiv caracter se găsesc în grupa I principală (fig. 2.14).

Această regulă nu se aplică elementelor din grupele secundare și grupa a VIII-a.

Caracterul electropozitiv variază însă și în grupă, întrucît electronii ce urmează să fie îndepărtați din atom se pot afla pe un strat mai apropiat de nucleu, sau mai îndepărtat de acesta.

Teoretic este lesne de dedus că electronul de valență, care se găsește pe un strat superior, deci mai departe de nucleu, este slab atras de acesta și deci se poate elibera mai ușor. În schimb electronul de valență situat pe un strat inferior, fiind mai aproape de nucleu, este puternic atras de acesta.

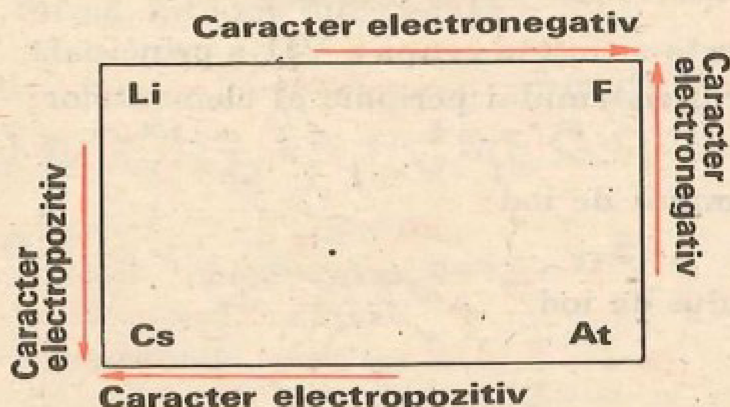


Fig. 2.14.
Variația caracterului electropozitiv și electronegativ în sistemul periodic

> *Comparați caracterul electropozitiv al magneziului cu cel al bariului.*

De exemplu, atomul de potasiu, care are electronul de valență pe stratul N (al patrulea), cedează mai ușor electronul său decît atomul de sodiu, care are electronul de valență pe stratul M, al treilea. Deci potasiul are caracter electropozitiv mai accentuat decît sodiul.

Legînd această concluzie de poziția celor două elemente în sistemul periodic (sodiul în grupa I, perioada a 3-a, iar potasiul, în grupa I, perioada a 4-a), se deduce: *caracterul electropozitiv al elementelor crește în grupă de sus în jos.*

Teme de control

1. Ce ioni pot forma atomii de litiu, calciu și aluminiu?
Care sînt gazele rare ale căror configurații electronice se regăsesc în ionii formați?

2. Reprezentați grafic procesul de ionizare a atomului de potasiu.

3. Explicați de ce atomii de bariu pot forma ioni pozitivi.

4. De ce elementele din grupele I și II principale au tendința de a forma ioni pozitivi?

5. De ce atomii de litiu, sodiu și potasiu formează ioni cu aceeași sarcină: +1?

6. Comparați caracterul electropozitiv al sodiului cu cel al potasiului și cel al magneziului.

2.6.4. Variația caracterului electronegativ în sistemul periodic

Caracterul electronegativ, ca și cel electropozitiv, variază atît în perioadă, cît și în grupă. Elementele cu caracterul cel mai electronegativ vor fi cele din grupa a VII-a principală, întrucît acestea au nevoie de un singur electron pentru a-și completa stratul exterior la octet.

Elementele din grupa a VI-a principală, avînd nevoie de doi electroni pentru a atinge configurația electronică a gazului rar ce încheie perioada, vor manifesta un caracter electronegativ mai puțin accentuat decît cele din grupa a VII-a principală.

Pentru același motiv, elementele din grupa a V-a principală vor prezenta un caracter electronegativ și mai redus. Se deduce deci că *în perioadă caracterul electronegativ crește de la stînga spre dreapta* (de la grupa I la grupa a VII-a principală). De exemplu, fluorul are caracter mai electronegativ decît oxigenul, iar acesta, la rîndul său, mai electronegativ decît azotul.

Considerați elementele carbon și oxigen. Care va avea un caracter mai electronegativ?

Această regulă nu se aplică grupelor secundare și grupei a VIII-a principală (gazele rare).

În aceeași grupă electronul va fi cu atît mai ușor acceptat, cu cît va fi mai puternic atras de nucleu. Deci fluorul, care acceptă electronul pe stratul *L* (al 2-lea), va fi mai electronegativ decît clorul, care acceptă electronul pe stratul *M* (al 3-lea).

Considerați elementele oxigen și sulf. Care va avea un caracter mai electronegativ?

În concluzie, *caracterul electronegativ al elementelor crește în grupă de jos în sus* (fig. 2.14).

Teme de control

1. Ce ioni pot forma atomii de fluor și sulf? Care sînt gazele rare ale căror configurații electronice se regăsesc în ionii formați?

2. Reprezentați grafic procesul de ionizare a atomului de oxigen.

3. Care atomi ai elementelor cuprinse în sistemul periodic nu pot forma ioni? De ce?

4. Care dintre cele 18 elemente cuprinse în primele trei perioade din sistemul periodic prezintă caracter electropozitiv și care caracter electronegativ? Argumentați răspunsul.

5. Explicați de ce atomii de fluor pot forma ioni negativi?

6. De ce sulful și oxigenul formează ioni cu două sarcini negative, iar magneziul ioni cu două sarcini pozitive?

7. De ce clorul şi fluorul formează ioni cu aceeaşi sarcină: —1?
8. Cum variază caracterul electronegativ de la fosfor la sulf şi apoi la clor? Explicaţi răspunsul.
9. Comparaţi caracterul electronegativ al fluorului cu cel al iodului.

2.7. Valenţa

Studiul diferitelor elemente chimice a demonstrat că proprietăţile lor depind de structura învelişului electronic. Numărul şi repartiţia electronilor de pe ultimul strat al unui atom determină comportarea chimică a elementului, printre care şi capacitatea de a se combina cu atomii altor elemente.

Capacitatea de combinare a atomilor unui element cu atomii altui element se numeşte valenţă.

Din punct de vedere electronic, valenţa este egală cu numărul electronilor cu care fiecare atom al elementului respectiv participă în timpul reacţiilor chimice. Aceşti electroni se numesc *electroni de valenţă* şi aparţin, de obicei, ultimului strat, numit *strat de valenţă*.

Participarea electronilor de valenţă se face însă diferit. Astfel, în timpul reacţiilor chimice *atomii* diferitelor elemente, în tendinţa de a ajunge la o structură stabilă pe ultimul strat, *pot fie să cedeze sau să accepte electroni, fie să pună în comun unul sau mai mulţi electroni*.

2.7.1. Electrovalenţa

Atomul de sodiu, în tendinţa de a ajunge la structura stabilă de octet, cedează un electron în timpul reacţiilor chimice (vezi p.48). De aici valenţa sa pozitivă egală cu unitatea +1 şi încadrarea în categoria elementelor monovalente. Aceeaşi comportare o au atomii de litiu Li, potasiu K. Deci, toate aceste elemente sînt monovalente.

Atomul de hidrogen, în condiţii speciale, poate, fie să accepte un electron formînd ionul H^- (cu configuraţia electronică de dublet a heliului), fie să cedeze un electron cu formarea ionului H^+ (protonul)*. Deci, atomul de hidrogen este constant monovalent.

Atomul de magneziu, avînd doi electroni pe ultimul strat, poate ceda doi electroni (vezi p. 49). Deci magneziul este un element divalent, cu valenţa pozitivă +2.

---

* Ionul H^+ nu se găseşte în stare liberă. În clasele superioare se vor studia condiţiile în care se formează şi formele sub care apare H^+.

Ca exemplu de elemente divalente se pot cita: calciul Ca, magneziul Mg, zincul Zn.

În același mod se poate deduce că aluminiul Al este trivalent și deci că valența lui pozitivă este +3.

Printr-un raționament analog se ajunge la concluzia că elementele cu 5—7 electroni pe ultimul strat electronic au valență negativă, egală cu numărul electronilor acceptați de atomul respectiv.

De exemplu, fluorul F, clorul Cl, bromul Br, avînd pe ultimul strat 7 electroni (vezi tabelul 2.5) acceptă, pentru a ajunge la structura stabilă de octet, un singur electron.

De aici rezultă că acestea sînt elemente monovalente cu valența negativă —1. Atomii de oxigen și sulf, avînd pe ultimul strat cîte 6 electroni, pot accepta doi electroni (vezi p. 50). Deci oxigenul și sulful sînt elemente divalente, valența lor fiind egală cu —2.

Concluzie. *Valența elementelor cu caracter electropozitiv este pozitivă și egală cu numărul electronilor cedați, iar valența elementelor cu caracter electronegativ este negativă și egală cu numărul electronilor acceptați.*

Explicați de ce calciul are electrovalența +2, iar fluorul —1?

Valența elementelor ai căror atomi se transformă ușor în ioni se numește electrovalență și este egală cu numărul electronilor cedați sau acceptați.

Electrovalența elementelor nu trebuie memorată. Ea este determinată de structura electronică a atomului și poate fi dedusă din poziția elementului în sistemul periodic. Astfel: elementele din grupa I principală vor avea electrovalența +1, cele din grupa a II-a principală +2, cele din grupa a III-a principală +3, iar elementele situate în grupele principale, V, VI și VII vor avea electrovalența: —3, —2 și respectiv —1.

Generalizînd cazurile se poate preciza:

electrovalența elementelor situate în grupele principale I, II și III este egală cu valoarea pozitivă a numărului grupei respective, iar electrovalența elementelor situate în grupele principale VII, VI și V este egală cu diferența dintre numărul grupei și cifra 8.

Teme de control

1. Ce elemente prezintă electrovalența +1? Explicați răspunsul.

2. Ce elemente prezintă electrovalența —1? Motivați răspunsul.

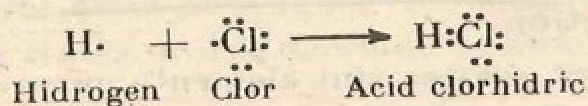
3. Ce elemente prezintă electrovalența +2? Dar —2?

2.7.2. Covalența

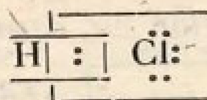
În paragraful 2.7 s-a precizat că elementele își pot forma structuri stabile pe ultimul strat și prin punerea în comun a electronilor.

Pentru exemplificare să considerăm unirea unui atom de hidrogen cu un atom de clor, care are drept consecință formarea acidului clorhidric.

Atomii celor două elemente sînt reprezentați prin simbolurile lor, însoțite de numărul electronilor de pe ultimul strat. În timpul reacției atomul de hidrogen pune în comun electronul său cu unul din cei șapte electroni ai atomului de clor:

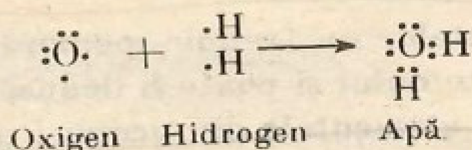


În modul acesta, în jurul atomului de hidrogen se formează o structură stabilă de dublet, iar în jurul atomului de clor o structură stabilă de octet



Stabilitatea combinației formate (acidul clorhidric) este mult mai mare decît stabilitatea atomilor liberi de hidrogen și de clor. Punînd în comun fiecare cîte un singur electron se spune că cele două elemente au covalența 1, adică sînt monovalente, sau, mai exact, monocovalente.

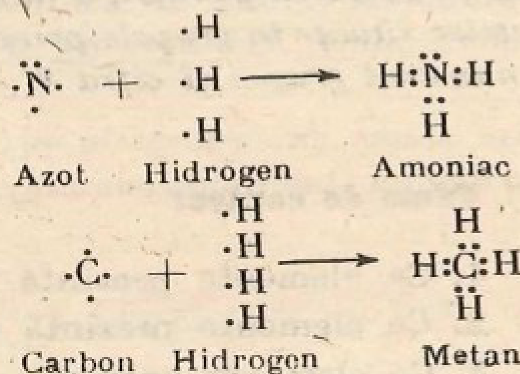
Atomul de oxigen, în reacție cu doi atomi de hidrogen, pune în comun doi electroni și formează apa:



Oxigenul în acest caz este dicovalent, iar hidrogenul monocovalent. Se observă că atomul de oxigen și-a format pe ultimul strat o structură stabilă de octet, iar fiecare atom de hidrogen cîte o structură stabilă de dublet.

În mod similar se pot explica valențele azotului (tricovalent) și carbonului (tetracovalent).

> *Determinați covalența sulfului în compusul* H_2S, *numit hidrogen sulfurat.*



Valenţa exprimată prin numărul de electroni pe care atomul unui element îi pune în comun cu electronii altui atom în timpul reacţiei chimice se numeşte covalenţă.

În cazul covalenţelor, valenţa maximă a unui element nu poate depăşi numărul electronilor de pe ultimul strat, dar poate fi mai mică cu cîte două unităţi. Astfel se explică de ce sulful în unele combinaţii este divalent, iar în altele poate fi tetra- sau hexavalent.

Valenţa elementelor se notează cu cifre romane, scrise în paranteză, în dreapta simbolului. De exemplu, S (II) sulf divalent, S (IV) sulf tetravalent, S (VI) sulf hexavalent.

Ca şi electrovalenţa, covalenţa elementelor poate fi dedusă din sistemul periodic. Astfel, în compuşii cu oxigenul, denumiţi oxizi, covalenţa maximă a elementelor este egală cu numărul grupei principale*. De exemplu, sulful situat în grupa a VI-a, în oxidul superior — trioxidul de sulf SO_3 — are covalenţa 6.

În compuşii cu hidrogenul, covalenţa elementelor din grupele principale III şi IV este egală cu numărul grupei, iar a celor din grupele V, VI şi VII este egală cu diferenţa dintre 8 şi numărul grupei.

De exemplu, azotul, element situat în grupa a V-a principală, manifestă faţă de hidrogen în amoniac NH_3 covalenţa: 8—5=3 (vezi p.56).

Elementele ai căror atomi liberi prezintă structuri stabile pe ultimul strat, în condiţii normale nu pot ceda, accepta sau pune în comun electroni. Acestea sînt: heliul, care are 2 electroni pe ultimul strat, şi neonul, argonul, kriptonul, xenonul şi radonul, care au cîte 8 electroni pe ultimul strat.

Teme de control

1. Ce elemente prezintă covalenţa 2? Argumentaţi răspunsul.
2. Ce element poate prezenta în unii compuşi electrovalenţa — 2, iar în alţi compuşi covalenţa 2? Explicaţi răspunsul.
3. Stabiliţi valenţa faţă de hidrogen şi faţă de oxigen pentru elementele: fosfor şi clor.

2.8. Legături chimice

Atomii elementelor, în tendinţa de a-şi realiza pe ultimul strat configuraţia stabilă a gazului rar cel mai apropiat, se unesc între ei prin intermediul electronilor, formînd *legături chimice*.

* Excepţie fac fluorul, care este constant monovalent, oxigenul, care este constant divalent şi azotul care poate fi tri- şi tetravalent. În clasele superioare vi se va explica de ce fluorul, oxigenul şi azotul fac excepţie de la această regulă.

Electronii care participă la realizarea legăturilor chimice se numesc electroni de valenţă.

Se cunoaşte din paragraful 2.7 că legăturile chimice se realizează fie prin cedare sau acceptare de electroni, fie prin punerea în comun a unuia sau a mai multor electroni de valenţă. După modul în care se realizează legătura dintre atomi, cele mai importante tipuri de legături chimice sînt:

— legătura electrovalentă sau ionică, creată în urma unui transfer de electroni (cedare-acceptare) şi

— legătura covalentă sau atomică, creată prin punere în comun de electroni.

2.8.1. Legătura electrovalentă sau ionică

Legătura electrovalentă se realizează între elemente cu caracter puternic electropozitiv şi elemente cu caracter puternic electronegativ. În timpul formării acestei legături se disting două etape.

Etapa I: formarea ionilor.

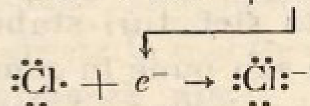
Etapa II: exercitarea forţei electrostatice de atracţie între ionii de semn contrar formaţi.

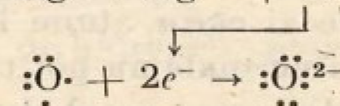
De exemplu:

Etapa I

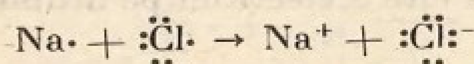


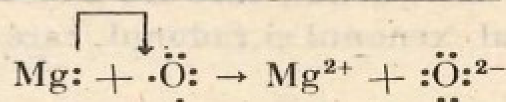






sau totalizînd





Etapa II



Clorură de sodiu



Oxid de magneziu

> *Reprezentaţi formarea legăturii ionice în cazul* KCl *şi* CaO.

Compuşii ionici formaţi, NaCl şi MgO, sînt neutri din punct de vedere electric şi au o stabilitate mult mai mare decît cea a atomilor iniţiali, întrucît ionii componenţi au structuri stabile de octet.

Legătura chimică ce se stabileşte între ionii de semn contrar se numeşte legătură ionică sau electrovalenţă.

În general substanţele ionice prezintă puncte de topire ridicate, datorită puternicelor forţe de atracţie care se exercită între ioni.

În soluţie şi topitură, datorită mobilităţii ionilor, compuşii ionici sînt buni conducători de electricitate.

2.8.2. Legătura covalentă

Între atomii elementelor cu caracter electrochimic identic sau puțin diferențiat se creează legături covalente, prin punerea în comun a unuia sau a mai multor electroni de valență.

Astfel se formează asociații de atomi cu stabilitate mare, care pot exista în stare liberă.

Cea mai mică particulă dintr-o substanță care poate exista în stare liberă și care în aceleași condiții de temperatură și presiune prezintă toate proprietățile substanței respective se numește moleculă.

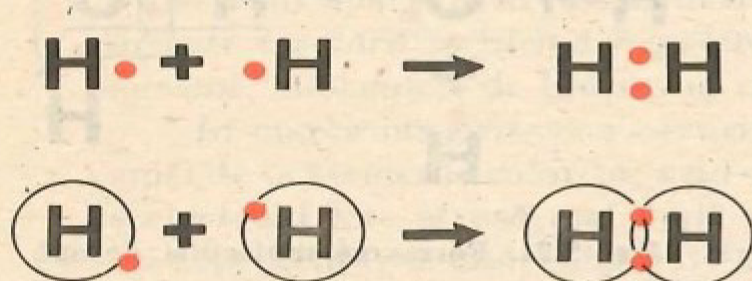


Fig. 2.15. Formarea moleculei de hidrogen

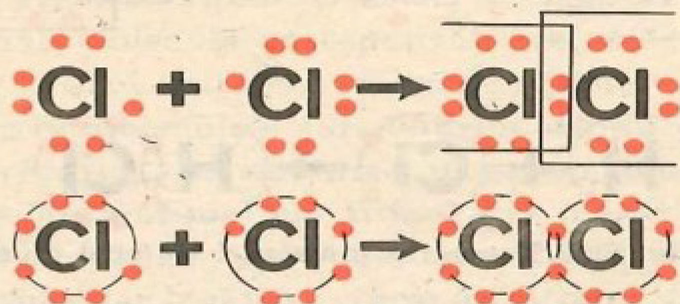


Fig. 2.16. Formarea moleculei de clor

De exemplu, atomii de hidrogen își pun în comun cîte un electron și formează molecule, care cuprind doi atomi de hidrogen și în care fiecare atom de hidrogen dobîndește o configurație stabilă de dublet (fig. 2.15).

Atomii de clor formează, în mod similar, molecule care cuprind doi atomi de clor și în care fiecare atom capătă o configurație stabilă de octet (fig. 2.16).

Modelele compacte ale celor două molecule (hidrogen și clor) sînt prezentate în figura 2.17.

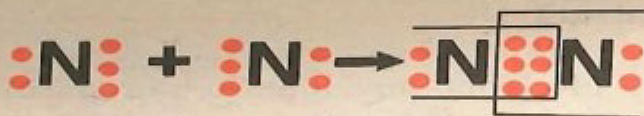


Fig. 2.17. Modele compacte ale moleculelor de H_2 și Cl_2

Reprezentați formarea moleculelor de fluor.

Structuri stabile de octet se pot realiza și prin participarea a mai multor electroni. De exemplu, molecula de azot se formează prin punere în comun a cîte trei electroni de către fiecare atom de azot (fig. 2.18).

Legătura formată prin punere în comun a electronilor proveniți de la doi atomi diferiți se numește legătură covalentă.



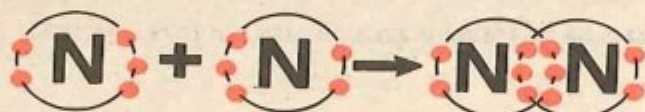


Fig. 2.18. Formarea moleculei de azot

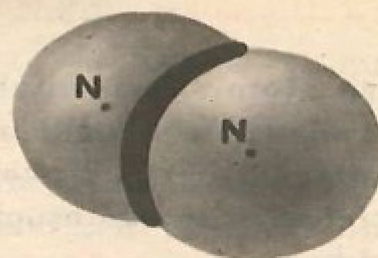
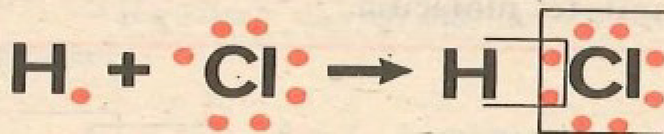


Fig. 2.19. Model compact al moleculei de N_2

În figura 2.19 este reprezentat modelul compact al moleculei de azot.



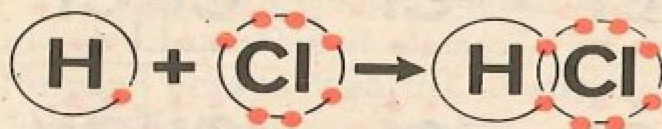


Fig. 2.20. Formarea moleculei de acid clorhidric

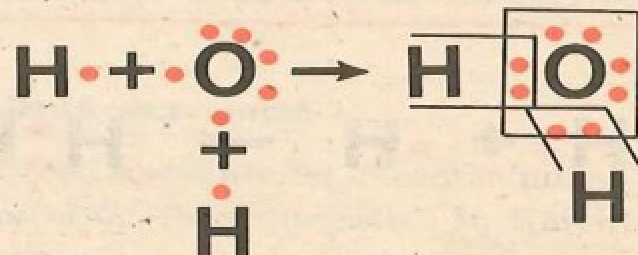


Fig. 2.21. Formarea moleculei de apă

Legături covalente se pot forma și între atomi diferiți. De exemplu: hidrogen și clor (fig. 2.20), hidrogen și oxigen (fig. 2.21), hidrogen și azot (fig. 2.22), hidrogen și carbon (fig. 2.23).

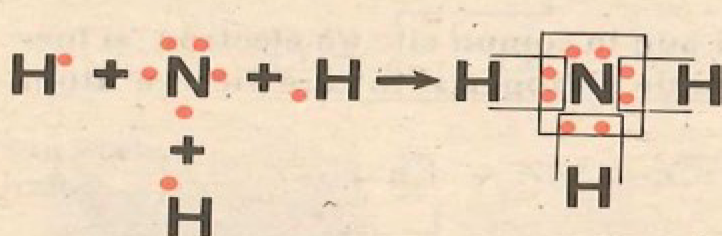


Fig. 2.22. Formarea moleculei de amoniac

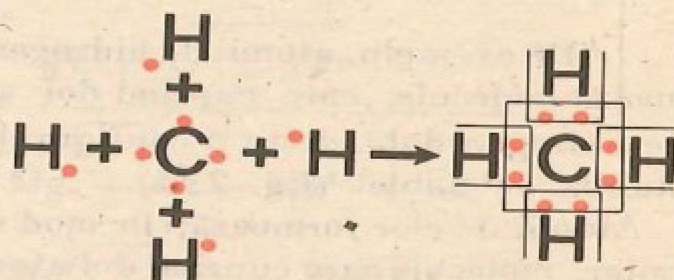
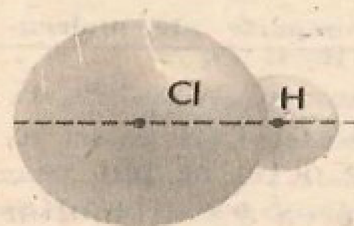
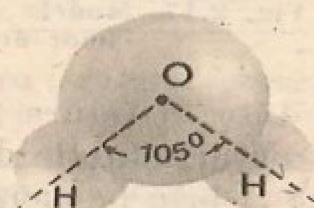
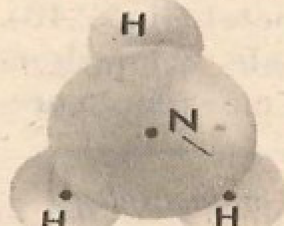


Fig. 2.23. Formarea moleculei de metan







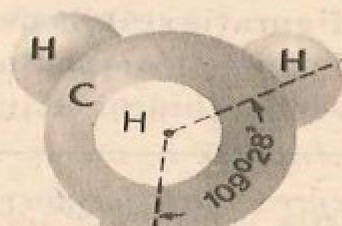
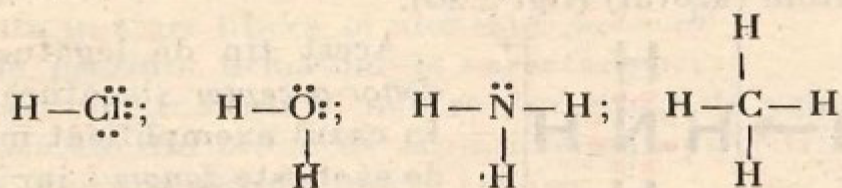


Fig. 2.24 Modele compacte ale moleculelor de HCl, H_2O, NH_3 și CH_4

În figura 2.24 sînt ilustrate modelele compacte ale celor patru molecule.

Ca și moleculele de hidrogen, clor și azot, moleculele de acid clorhidric, apă, amoniac și metan prezintă o mare stabilitate datorită faptului că în jurul fiecărui atom s-a creat o structură stabilă (de dublet în jurul atomului de hidrogen și octet în jurul celorlalți atomi).

Perechea comună de electroni se notează în mod convențional printr-o liniuță de valență.
De exemplu:



Din aceste exemple se confirmă încă o dată că hidrogenul și clorul sînt monocovalente, oxigenul este dicovalent, azotul tricovalent, iar carbonul tetracovalent.

În legătura covalentă creată între atomi de același fel, perechea comună de electroni aparține în egală măsură ambilor atomi. O astfel de legătură se numește *legătură covalentă nepolară*, iar molecula corespunzătoare, *moleculă nepolară*. Moleculele de hidrogen, clor și azot sînt deci molecule nepolare.

În marea majoritate a cazurilor, în moleculele care cuprind atomi proveniți de la elemente diferite: acid clorhidric, apă, amoniac, perechea comună de electroni este atrasă mai mult spre atomul mai electronegativ (Cl, O, N, vezi reprezentările moleculelor de acid clorhidric, apă și amoniac din fig.2.25).

Astfel de molecule se numesc *polare*, iar legătura corespunzătoare, *legătură covalentă polară*.

> *Ce tip de legătură va prezenta hidrogenul sulfurat, știind că unghiul dintre covalențe este de 92°?*

Electronii care nu participă la legătura covalentă se numesc *electroni neparticipanți*. Astfel, atomul de clor, în acidul clorhidric, are 3 perechi de electroni neparticipanți; atomul de oxigen, în apă, are 2 perechi de electroni neparticipanți; iar atomul de azot, în amoniac, are o pereche de electroni neparticipanți. Perechile de electroni neparticipanți pot fi notate atît ca în figurile 2.15; 2.16; 2.18; 2.20; 2.21; 2.22; 2.23, cît și ca în exemplele din figura 2.25, în care fiecare liniuță (roșie), plasată la atomul de clor, oxigen sau azot reprezintă un dublet electronic neparticipant.

În condiții speciale, la o pereche de electroni neparticipanți, se poate atașa un atom sau un ion. De exemplu, la perechea de electroni neparticipanți

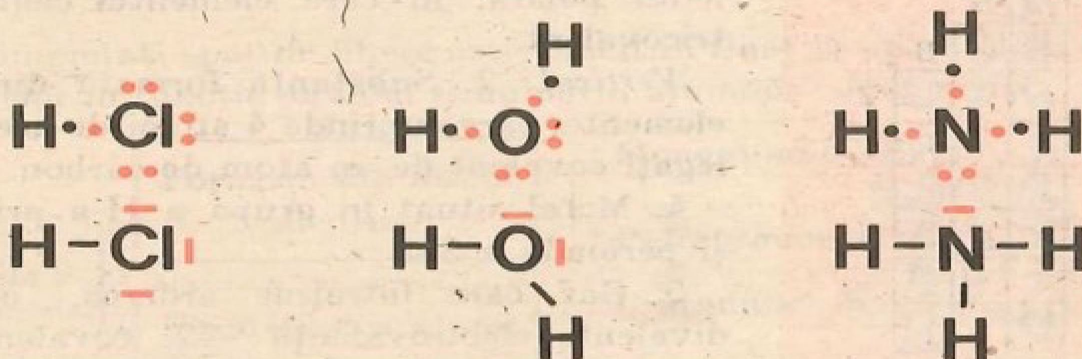


Fig. 2.25. Modele moleculare ale HCl, H_2O și NH_3

ai atomului de azot din amoniac se poate atașa ionul de hidrogen H^+, formîndu-se o nouă legătură covalentă în care perechea comună de electroni provine de la un singur atom (azotul) (fig. 2.26).

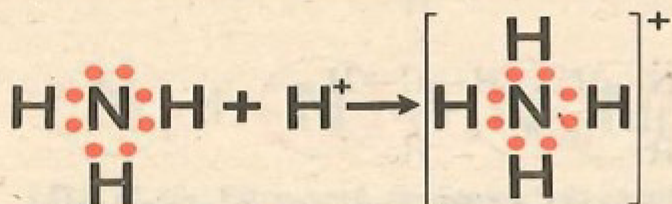


Fig. 2.26. Formarea ionului amoniu

Acest tip de legătură se numește *donor-acceptor* (legătură coordinativă). În cazul exemplificat mai sus, atomul de azot este *donorul*, iar ionul de hidrogen (protonul) este *acceptorul*.

Noua particulă formată posedă o sarcină pozitivă deoarece încărcarea ionului de hidrogen se repartizează uniform întregului grup de atomi. Denumirea ionului format este *ionul amoniu*.

Legătura covalentă se deosebește de legătura ionică prin rigiditatea ei (atomii sînt legați fix între ei).

De asemenea, substanțele cu legătură covalentă se deosebesc de compușii ionici prin faptul că prezintă puncte de topire și fierbere scăzute.

Exerciții și probleme-întrebări recapitulative

1) Stabiliți care din afirmații sînt corecte și care sînt incorecte:
— oxigenul este constant divalent,
— oxigenul formează ioni monovalenți,
— oxigenul este di- și tetracovalent,
— oxigenul are aceeași valență în apă, dioxid de sulf și trioxid de sulf.

2) Ce tip de legătură prezintă compusul format din sodiu și fluor? Dar cel rezultat din unirea calciului cu clorul?

3) Ce tip de legătură se formează în molecula de fluor? Dar în molecula de acid fluorhidric? Comparați cele două tipuri de legături.

4) Completați, în figura 2.27, șirul orizontal și coloanele verticale după indicațiile următoare:

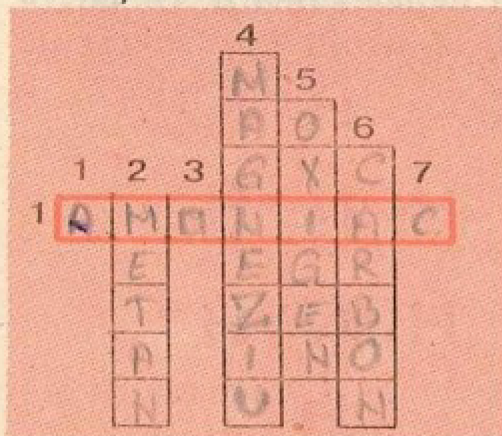


Fig. 2.27. Rebus chimic

Orizontal: 1. Substanță cu legătură covalentă polară, în care elementul central este tricovalent.

Vertical: 2. Substanță formată din două elemente, care cuprinde 4 atomi de același tip legați covalent de un atom de carbon.

4. Metal situat în grupa a II-a principală și perioada a 3-a.

5. Gaz care întreține arderea, constant divalent (electrovalență —2, covalență 2).

6. Element tetracovalent cu $Z = 6$.

2.9. Molecula

Din paragraful 2.8.2. se știe că cea mai mică particulă dintr-o substanță care poate exista în stare liberă se numește *moleculă*.

Moleculele prezintă următoarele caracteristici:

— sînt particule materiale, neutre din punct de vedere electric;

— sînt formate din atomi de același fel sau diferiți;

— au masă și dimensiuni foarte reduse;

— se găsesc într-o continuă mișcare;

— sînt separate prin spații libere, numite spații intermoleculare;

— se atrag cu forțe care sînt invers proporționale cu distanțele dintre ele.

După natura atomilor din care sînt constituite, se cunosc două tipuri de molecule:

— molecule formate din atomi identici, de exemplu, moleculele substanțelor simple: hidrogen, oxigen, azot, clor, sulf ș.a.;

— molecule formate din atomi diferiți, de exemplu, moleculele substanțelor compuse: apa, amoniacul, dioxidul de carbon, acidul clorhidric, metanul etc. (vezi p. 60, 61).

Moleculele formate din atomi identici, după numărul de atomi din care sînt alcătuite, se subîmpart în:

— molecule formate dintr-un singur atom, *molecule monoatomice*; de exemplu, gazele rare: heliu, neon, argon, xenon, kripton și radon;

— molecule formate din doi atomi, *diatomice*: de exemplu, substanțele în stare gazoasă (cu excepția gazelor rare) hidrogen, oxigen, azot;

— molecule formate dintr-un număr mai mare de atomi, *poliatomice*; de exemplu, fosforul are molecula formată din 4 atomi, iar sulful cristalizat din 8 atomi.

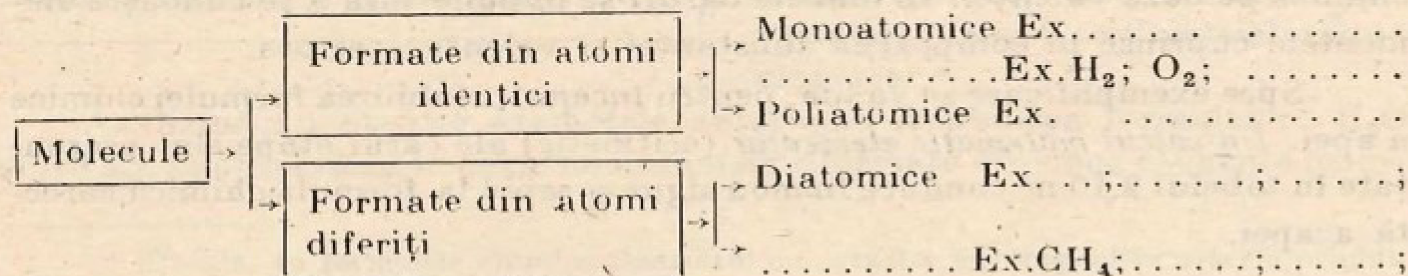
Moleculele formate din atomi diferiți se pot subîmpărți în următoarele două categorii:

— molecule diatomice; de exemplu, acidul clorhidric are molecula formată dintr-un atom de hidrogen și unul de clor;

— molecule poliatomice; de exemplu, amoniacul are molecula formată dintr-un atom de azot și trei atomi de hidrogen.

Temă de control

Completați spațiile libere astfel încît în final să apară clară clasificarea moleculelor în funcție de felul și numărul atomilor componenți:



2.10. Formula chimică

Numărul şi felul atomilor dintr-o moleculă sînt notate prescurtat prin *formule chimice.*

Notaţia prescurtată a moleculei unei substanţe cu ajutorul simbolurilor chimice se numeşte formulă chimică.

Formula chimică a unei substanţe simple conţine simbolul chimic corespunzător, urmat de cifra care reprezintă numărul atomilor din moleculă, scrisă în dreapta jos. Această cifră se numeşte *indice.*

De exemplu, moleculele diatomice de hidrogen, oxigen, azot au formulele:



H_2; O_2; N_2,

— molecula tetraatomică de fosfor are formula P_4,

— molecula octoatomică de sulf are formula S_8.

Formula unei substanţe compuse conţine simbolurile elementelor componente, urmate de indicii care arată numărul atomilor de acelaşi fel.

De exemplu, molecula de apă are formula chimică H_2O. Această notaţie indică faptul că în compoziţia apei intră 2 atomi de hidrogen şi un atom de oxigen. Deci formula chimică are o dublă semnificaţie:

— *calitativă* — indică felul atomilor componenţi;

— *cantitativă* — *la scară moleculară* reprezintă o moleculă din substanţa respectivă, indicînd şi numărul atomilor fiecărui element chimic din compoziţia acesteia.

2.11. Stabilirea formulelor chimice pe baza valenţei

Formulele substanţelor compuse pot fi stabilite prin calcul pe baza valenţei elementelor.

În continuare, se vor prezenta două metode de stabilire a formulelor chimice pe baza valenţei. În ambele cazuri se impune însă a se cunoaşte elementele cuprinse în compoziţia substanţei şi valenţa acestora.

Spre exemplificare se va lua, pentru început, stabilirea formulei chimice a apei. *Un calcul matematic elementar* (aritmetic) ale cărui etape sînt prezentate în tabelul 2.10 ne conduce în mod sigur şi rapid la formula chimică corectă a apei.

Tabelul 2.10

Nr. crt.	Etapele de lucru	Rezolvarea etapelor	
1	Scrierea separată a simbolurilor chimice ale elementelor componente	H	O
2	Notarea valenţelor celor două elemente	1	2
3	Determinarea celui mai mic multiplu comun	$1 \times 2 = 2$	
4	Stabilirea pentru fiecare element a numărului de atomi cu care participă la compoziţia moleculei (indici)	$\frac{2}{1} = 2$ atomi	$\frac{2}{2} = 1$ atom
5	Scrierea formulei chimice	H_2O	

Deci, o moleculă de apă cuprinde doi atomi de hidrogen şi unul de oxigen. Formula apei H_2O, se citeşte: hidrogen doi, oxigen.

În mod analog se procedează şi pentru stabilirea altor formule chimice, de exemplu formula clorurii de aluminiu. Tabelul 2.11 poate fi simplificat sub forma indicată în continuare:

Tabelul 2.11

Nr. crt.	Etapele de lucru	Rezolvarea etapelor	
1	Simboluri chimice	Al	Cl
2	Valenţa	3	1
3	C.m.m.m.c.	$3 \times 1 = 3$	
4	Stabilirea indicilor	$\frac{3}{3} = 1$	$\frac{3}{1} = 3$
5	Formula chimică	$AlCl_3$	

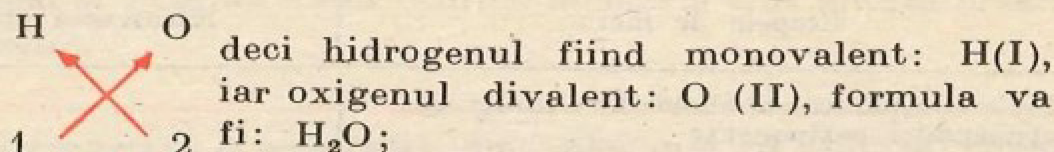
Stabiliţi, prin acelaşi procedeu, formula oxidului de aluminiu.

Deci, clorura de aluminiu cuprinde în molecula sa un atom de aluminiu şi trei atomi de clor. Formula clorurii de aluminiu se citeşte aluminiu clor trei.*

Analizînd cu atenţie exemplele anterioare (stabilirea formulelor: H_2O şi $AlCl_3$), se observă că în cazul combinaţiilor formate din două elemente (com-

* Atenţie! În formulele chimice elementul cu caracter electropozitiv se scrie primul.

binații binare), valența fiecărui element devine indice pentru celălalt element:

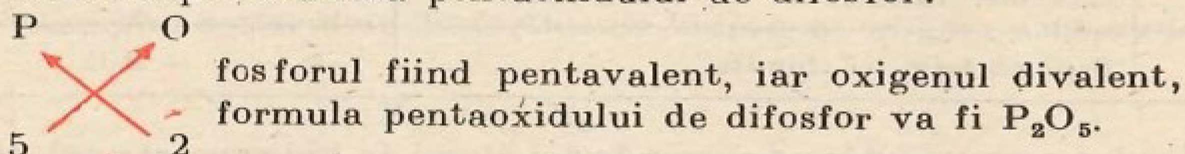


deci hidrogenul fiind monovalent: H(I), iar oxigenul divalent: O (II), formula va fi: H_2O;



deci aluminiul fiind trivalent: Al (III), iar clorul monovalent: Cl (I), formula va fi $AlCl_3$.

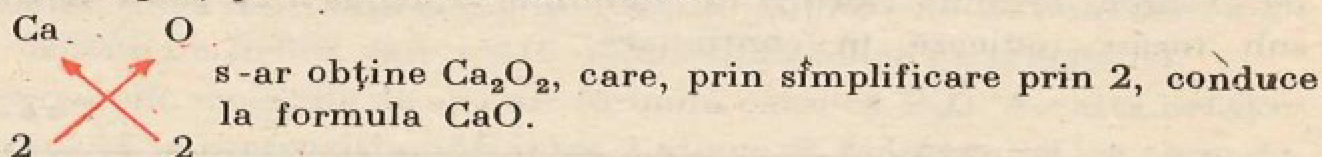
Să determinăm formula unei substanțe binare cu compoziție mai complicată, de exemplu formula pentaoxidului de difosfor:



fosforul fiind pentavalent, iar oxigenul divalent, formula pentaoxidului de difosfor va fi P_2O_5.

În cazul cînd indicii se pot simplifica, formulele chimice se scriu sub forma cea mai simplă.

De exemplu, pentru oxidul de calciu:



s-ar obține Ca_2O_2, care, prin simplificare prin 2, conduce la formula CaO.

> *Determinați formula sulfurii de magneziu, compus format din sulf și magneziu.*

Unele substanțe chimice cuprind în compoziția lor grupări de atomi, care, în timpul celor mai multe transformări chimice, rămîn neschimbate. Acestea se cunosc sub numele de radicali. Grupările de atomi cele mai des întîlnite sînt:

- OH — hidroxil,
- SO_4 — sulfat,
- NO_3 — azotat,
- CO_3 — carbonat,
- PO_4 — fosfat.

Sulfatul, azotatul, carbonatul și fosfatul se cunosc și sub numele de radicali acizi.

Pentru a scrie corect formula unei substanțe, în a cărei compoziție intră un radical, trebuie să se cunoască valența acestuia și apoi să se aplice metoda de lucru indicată în tabelele anterioare. Dintre exemplele citate:

OH și NO_3 sînt monovalenți, deci: $-OH$ și $-NO_3$

SO_4 și CO_3 sînt divalenți, deci: $>SO_4$ și $>CO_3$

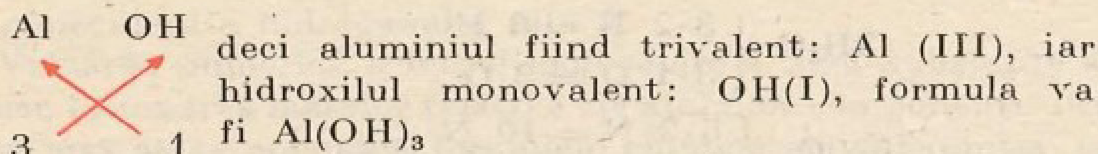
PO_4 este trivalent, deci: $\rightarrow PO_4$

Spre exemplificare, să determinăm formula compusului format din aluminiu, Al și hidroxil, OH, numit hidroxid de aluminiu.

Tabelul 2.12

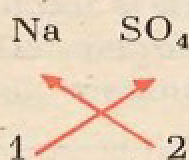
Nr. crt.	Etapele de lucru	Rezolvarea etapelor	
1	Părțile componente	Al	OH
2	Valența	3	1
3	C.m.m.m.c.	$3 \times 1 = 3$	
4	Indici	$\frac{3}{3} = 1$	$\frac{3}{1} = 3$
5	Formula chimică	$Al(OH)_3$	

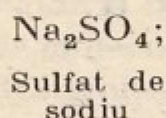
Aceeași formulă rezultă și prin aplicarea procedeului menționat anterior:

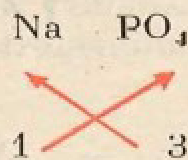


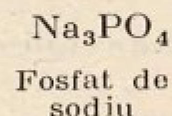
deci aluminiul fiind trivalent: Al (III), iar hidroxilul monovalent: OH(I), formula va fi $Al(OH)_3$

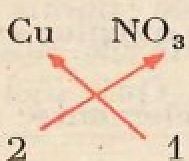
Raționamente similare ne conduc la stabilirea unor formule mai complicate. De exemplu:

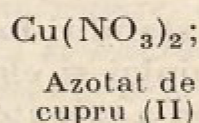




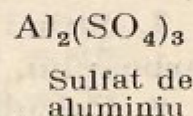












Concluzie. În compoziția unei molecule, numărul atomilor sau radicalilor este determinat de valența lor. În formula chimică a unui compus produsul dintre valența și indicele unui element sau radical este egal cu produsul dintre valența și indicele celuilalt element sau radical.

Întrucît valența elementelor, atît față de hidrogen, cît și față de oxigen, poate fi dedusă din sistemul periodic, formulele compușilor elementelor cu hidrogenul și oxigenul pot fi deduse din poziția elementului în sistemul periodic (numărul grupei). De exemplu, sulful, fiind situat în grupa a VI-a, va forma cu hidrogenul un compus cu formula H_2S, în care sulful este divalent S(II), iar cu oxigenul oxidul superior SO_3, în care sulful este hexavalent S (VI).

Care vor fi formulele compușilor carbonului cu hidrogenul și cu oxigenul?

Azotul fiind situat în grupa a V-a principală va forma cu hidrogenul un compus cu formula NH_3 [8—5=3, deci N(III)], iar cu oxigenul oxidul superior N_2O_5.

Numărul de molecule se exprimă printr-un coeficient plasat în fața formulei. Astfel,

trei molecule de apă se vor scrie: $3H_2O$;

cinci molecule de pentaoxid de diazot se vor scrie: $5N_2O_5$;

șapte molecule de metan se vor scrie: $7CH_4$.

În 3 molecule de apă sînt $3 \cdot 2 = 6$ atomi de hidrogen și 3 atomi de oxigen. În 5 molecule de N_2O_5 se vor găsi $5 \cdot 2 = 10$ atomi de azot și 25 atomi de oxigen, iar în 7 molecule de metan se vor găsi 7 atomi de carbon și 28 atomi de hidrogen.

Deci, numărul atomilor elementelor componente dintr-un număr oarecare de molecule se determină înmulțind coeficientul cu indicele scris în dreptul simbolului atomului respectiv:

$$3H_2O \begin{cases} 3 \cdot 2 \ H = 6 \ H \\ 3 \cdot 1 \ O = 3 \ O \end{cases}$$

$$5N_2O_5 \begin{cases} 5 \cdot 2 \ N = 10 \ N \\ 5 \cdot 5 \ O = 25 \ O \end{cases}$$

$$7CH_4 \begin{cases} 7 \cdot 1 \ C = 7 \ C \\ 7 \cdot 4 \ H = 28 \ H \end{cases}$$

Teme de control

1. Știind că oxigenul este divalent, stabiliți formulele oxizilor superiori ai carbonului, sodiului, azotului, magneziului și clorului.

2. Calculați valența față de hidrogen a următoarelor elemente: carbon, brom, fosfor și siliciu.

3. În căsuța unui element sînt notate următoarele valori: $Z = 16$; $A = 32$. Stabiliți care este elementul, structura atomului respectiv, electrovalența, covalența și formulele compușilor formați cu hidrogenul, oxigenul și metalele din grupa I principală.

4. Scrieți formulele următoarelor substanțe chimice: sulfat de potasiu, sulfat de calciu, sulfat de fier (III), azotat de sodiu, azotat de magneziu, azotat de aluminiu, fosfat de calciu și fosfat de aluminiu.

5. Citiți următoarele substanțe chimice: HF; $Ca(OH)_2$; $Pb(NO_3)_2$; K_3PO_4; Na_2CO_3.

6. Scrieți 3 molecule de amoniac, 2 molecule de metan, 7 molecule de apă.

2.12. Masă moleculară. Mol

Moleculele, fiind formate din atomi se caracterizează ca şi aceştia prin masă şi dimensiuni. Folosirea masei moleculelor, exprimată în grame, sau utilizarea numărului real de molecule care participă la o reacţie chimică ar prezenta aceleaşi dificultăţi ca şi folosirea masei atomilor, exprimată în grame sau a numărului real de atomi angajaţi în procesul chimic corespunzător (vezi p. 34). De aceea chimiştii au stabilit ca masa moleculară să fie exprimată în funcţie de unitatea $^{12}_{6}C$. Masa unei molecule, astfel stabilită, se numeşte *masă moleculară relativă* sau, pe scurt, *masă moleculară*. Ea se notează cu M.

Numărul care arată de cîte ori masa unei molecule este mai mare decît a 12-a parte din masa atomului $^{12}_{6}C$ se numeşte masă moleculară.

De exemplu, raportînd masa moleculei de hidrogen la unitatea $^{12}_{6}C$ se obţine numărul 2. Aceasta înseamnă că masa moleculei de hidrogen, H_2, este de două ori mai mare decît a 12-a parte din masa atomului $^{12}_{6}C$. Deci masa moleculară a hidrogenului este 2.

Valoarea numerică a masei moleculare a unei substanţe se determină uşor prin însumarea maselor relative ale atomilor componenţi. Pentru aceasta trebuie însă să se cunoască formulele chimice ale substanţei respective şi masele atomice relative ale atomilor componenţi.

(Pentru a cunoaşte masele atomice, consultaţi anexa nr. 1 de la sfîrşitul manualului şi utilizaţi valorile rotunjite din coloana a şasea.)

De exemplu, masele moleculare ale hidrogenului, oxigenului, apei, amoniacului, metanului se determină astfel:

Determinaţi masele moleculare ale acidului clorhidric, HCl *şi oxidului de calciu,* CaO, *consultînd anexa nr.1.*

$$M_{H_2} = 1 \cdot 2 = 2$$
$$M_{O_2} = 16 \cdot 2 = 32$$
$$M_{H_2O} = 1 \cdot 2 + 16 \cdot 1 = 18$$
$$M_{NH_3} = 14 \cdot 1 + 1 \cdot 3 = 17$$
$$M_{CH_4} = 12 \cdot 1 + 1 \cdot 4 = 16$$

Determinări precise au arătat că în 2 g de hidrogen, 32 g de oxigen, 18 g, de apă, 17 g de amoniac şi 16 g de metan este cuprins un număr egal de molecule, şi anume $6{,}023 \cdot 10^{23}$ molecule. Acest număr este numărul lui Avogadro, notat cu N.

$$N = 6{,}023 \cdot 10^{23}$$

Cantitatea de substanţă care cuprinde $6{,}023 \cdot 10^{23}$ molecule se numeşte mol de molecule, sau mol.

Deci, 2 g de hidrogen reprezintă un mol de hidrogen molecular. La fel 18 g de apă reprezintă un mol de apă.

Se remarcă faptul că molul corespunde unei cantități de substanță numeric egală cu masa moleculară a acesteia, exprimată în grame. Această cantitate se cunoaște și sub denumirea veche de moleculă-gram.

Cantitatea de substanță, numeric egală cu masa moleculară a acesteia, exprimată în grame, se numește mol sau moleculă-gram.

Noțiunea de mol ne permite să precizăm din punct de vedere macroscopic semnificația cantitativă a formulei chimice. Astfel, dacă la scara moleculară, formula reprezintă o moleculă a substanței respective, macroscopic, ea reprezintă un mol al acesteia, adică masa în grame corespunzătoare unui număr de $N = 6{,}023 \cdot 10^{23}$ molecule din substanța chimică reprezentată prin formula respectivă*.

În practică se folosește ca unitate de măsură a cantității de substanță și kilomolul, notat kmol. Acesta reprezintă cantitatea de substanță numeric egală cu masa moleculară a acesteia, exprimată în kilograme. 1 kmol = 1 000 moli.

Cantitatea de substanță, numeric egală cu masa moleculară a acesteia, exprimată în kilograme, se numește kilomol.
Relația matematică dintre kmol și mol este:
1000 moli = 1 kmol.

Din capitolul *„Structura substanțelor. Sistemul periodic al elementelor"* rețineți:

Atomul reprezintă cea mai mică particulă dintr-o substanță care, prin procedee chimice obișnuite, nu mai poate fi fragmentată în particule mai simple.

Numărul atomic reprezintă numărul protonilor din nucleu și se notează cu Z.

Atomul oricărui element cuprinde două părți distincte:

— **nucleul** — partea centrală, încărcată pozitiv și în care se găsește concentrată aproape toată masa atomului;

— **învelișul de electroni** — regiunea exterioară, încărcată negativ, cu masă neglijabilă și care cuprinde totalitatea electronilor care gravitează în jurul nucleului. Particulele din interiorul nucleului se numesc *nucleoni*. Cei mai importanți nucleoni sînt:

— **p r o t o n i i**, particule electrizate pozitiv (+1) și cu masa considerată egală cu unitatea. Notația protonului este $^{1}_{+}p$;

* Cu semnificația macroscopică a formulelor chimice ne vom întîlni foarte des în calculele chimice.

— **neutronii**, particule neutre, cu masa aproximativ egală cu cea a protonului. Notația neutronului este $_0^1n$.

Elementul chimic se definește ca fiind totalitatea atomilor cu aceeași sarcină nucleară sau același număr atomic Z.

Izotopii sînt speciile de atomi cu același număr de protoni (Z), dar cu număr de neutroni diferit. Notația prescurtată a unui izotop este $_Z^AX$.

Numărul de masă, notat cu A, este egal cu suma numărului de protoni și numărului de neutroni din nucleu. Numărul de masă **nu** trebuie confundat cu masa reală a atomului.

Masa atomică relativă reprezintă numărul care arată de cîte ori masa unui atom este mai mare decît a 12-a parte din masa izotopului $^{12}_{6}C$.

Molul de atomi se definește ca fiind cantitatea în grame dintr-un element care conține $6{,}023 \cdot 10^{23}$ atomi. Numeric, această cantitate este egală cu masa atomică a elementului, exprimată în grame (denumirea veche de atom gram).

Electronii sînt particule fundamentale cu sarcină electrică negativă —1, cu masă neglijabilă, cu dimensiuni foarte reduse și care se deplasează atît în jurul nucleului, cît și în jurul axei lor, cu viteze foarte mari. Se notează $_{-1}^{0}e$ sau simplificat e^-

Învelișul electronic are structură stratificată, fiind format din 7 straturi, notate cu literele *K; L; M; N; O; P* și *Q* sau cu numerele 1,2,3,4,5,6 și 7.

Numărul maxim de electroni pe straturi este:

$K \longrightarrow 2\ e^- = 2 \cdot 1^2$
$L \longrightarrow 8\ e^- = 2 \cdot 2^2$
$M \longrightarrow 18\ e^- = 2 \cdot 3^2$
$N \longrightarrow 32\ e^- = 2 \cdot 4^2$

Generalizînd, se obține numărul maxim de $e^- = 2n^2$, în care n reprezintă numărul stratului.

Structurile electronice stabile sînt: $2e^-$ pe primul strat — structură de dublet, caracteristică heliului;
$8e^-$ pe ultimul strat — structură de octet, caracteristică celorlalte gaze rare.

Straturile electronice se ocupă cu electroni, după anumite reguli, bine stabilite, dintre care cea mai importantă subliniază tendința electronilor de a se aranja pe straturi cu energii cît mai joase. Chimistul rus Dimitrie Ivanovici Mendeleev a descoperit prima clasificare științifică a elementelor, cunoscută astăzi sub denumirea de „Sistemul periodic al elementelor".

Legea periodicității, care stă la baza clasificării elementelor se enunță astfel: „Proprietățile fizice și chimice ale elementelor sînt funcții periodice ale sarcinii nucleare Z".

Sistemul periodic al elementelor este alcătuit din șiruri orizontale, numite *perioade* și coloane verticale, numite *grupe*.

Perioada se numește șirul de elemente cuprins între două gaze rare succesive. Perioadele sînt în număr de șapte și se notează cu cifre arabe.

Grupele sînt coloanele verticale, care cuprind elementele cu aceeași configurație electronică pe ultimul strat. Sistemul periodic cuprinde 18 grupe, dintre care 8 principale și 10 secundare.

În sistemul periodic fiecare element este așezat într-o căsuță în care se notează simbolul elementului, numărul atomic și masa atomică.

Numărul atomic, notat în fiecare căsuță indică: *a) numărul de protoni* din nucleu; *b) numărul total de electroni* cuprins în învelișul electronic și *c)* ordinea în care se succede elementul în sistem *(numărul de ordine).*

Numărul grupei principale este egal cu numărul electronilor de pe ultimul strat.

Numărul perioadei este egal cu numărul stratului periferic în curs de completare.

Ionul monoatomic este atomul încărcat cu sarcină electrică, datorită numărului diferit de electroni din învelișul electronic, în comparație cu numărul protonilor din nucleu.

Ionii pozitivi rezultă prin cedare de electroni.

Ionii negativi rezultă prin acceptare de electroni.

Elementele cu caracter electropozitiv cuprind atomi cu un număr mic de electroni pe ultimul strat și tendința de a forma ioni pozitivi. Caracterul electropozitiv al elementelor crește în grupă de sus în jos și scade în perioadă de la stînga spre dreapta.

Elementele cu caracter electronegativ cuprind atomi care au pe ultimul starat 7,6 sau 5 electroni și tendința de a forma ioni negativi. Caracterul electronegativ crește în grupă de jos în sus și în perioadă de la stînga spre dreapta.

Valența reprezintă capacitatea de combinare a atomilor unui element cu atomii altui element. Atomii, în tendința de a ajunge la o structură stabilă pe ultimul strat pot fie să cedeze sau să accepte electroni, fie să pună în comun unul sau mai mulți electroni.

Electrovalența este egală cu numărul electronilor cedați sau acceptați și reprezintă valența elementelor ai căror atomi se transformă ușor în ioni.

Electrovalenţa elementelor situate în grupele principale, I, II şi III este egală cu valoarea pozitivă a numărului grupei respective, iar electrovalenţa elementelor situate în grupele principale VII, VI şi V este egală cu diferenţa dintre numărul grupei şi cifra 8.

Covalenţa este egală cu numărul de electroni pe care atomul unui element îi pune în comun cu electronii altui atom în timpul reacţiei chimice.

În compuşii cu oxigenul, covalenţa maximă a elementelor este egală cu numărul grupei principale, cu excepţia fluorului, oxigenului şi azotului.

În compuşii cu hidrogenul, covalenţa elementelor din grupele principale III şi IV este egală cu numărul grupei, iar a celor din grupele V, VI şi VII este egală cu diferenţa dintre 8 şi numărul grupei.

Gazele rare (He, Ne, Ar, Kr, Xe, şi Rn), care au structuri stabile pe ultimul strat, în condiţii normale, nu pot ceda, accepta sau pune în comun electroni.

Electronii de valenţă sînt electronii care participă la realizarea legăturilor chimice.

Legătura ionică sau **electrovalenţa** se stabileşte între ionii de semn contrar care se formează pe baza unui transfer de electroni şi între care se exercită o forţă electrostatică de atracţie.

Legătura covalentă se realizează prin punere în comun de electroni proveniţi de la doi atomi diferiţi, în scopul formării unor configuraţii stabile de octet sau dublet în jurul fiecărui atom.

Molecula este rezultatul punerii în comun a unuia sau a mai multor electroni de valenţă şi constituie cea mai mică particulă dintr-o substanţă care poate exista în stare liberă şi care în aceleaşi condiţii de temperatură şi presiune prezintă toate proprietăţile substanţei respective.

Formula chimică reprezintă notaţia prescurtată a moleculei unei substanţe cu ajutorul simbolurilor chimice.

Semnificaţia formulei chimice este dublă:

— calitativă — indică felul atomilor componenţi;

— cantitativă — reprezintă o moleculă din substanţa respectivă.

În formula chimică produsul dintre valenţa şi indicele unui element sau radical este egal cu produsul dintre valenţă şi indicele celuilalt element sau radical.

Masa moleculară reprezintă numărul care arată de cîte ori masa unei molecule este mai mare decît a 12-a parte din masa atomului $^{12}_{6}C$.

Molul de molecule sau molul se defineşte ca fiind cantitatea de substanţă care cuprinde $6{,}023 \cdot 10^{23}$ molecule şi este numeric egală cu masa moleculară a substanţei exprimată în grame.

Kilomolul, notat kmol este cantitatea de substanţă numeric egală cu masa moleculară a acesteia, exprimată în kilograme. 1 kmol = 1 000 moli.

Exerciţii şi probleme recapitulative

1. Folosind masele atomice rotunjite din anexa nr. 1 determinaţi masa moleculară a următoarelor substanţe compuse: H_2S, Al_2O_3, Na_2O.

2. Determinaţi cîţi atomi din fiecare element sînt cuprinşi în: $5H_2O$; $7NH_3$; $3CH_4$; $2Al_2O_3$?

3. Scrieţi: 7 atomi de hidrogen şi 7 molecule de hidrogen;
3 atomi de oxigen şi 3 molecule de oxigen;
2 atomi de azot şi o moleculă de azot.

4. Folosind cel mai mic multiplu comun, determinaţi formula compuşilor rezultaţi în urma unirii clorului cu hidrogenul şi cu magneziul.

5. Stabiliţi masa moleculară a oxidului de fier, Fe_2O_3 şi masa unei singure molecule de oxid de fier.

6. Cîte molecule sînt cuprinse în 36,5 g HCl, dar în 109,5 kg HCl?

7. În cîte grame de NaCl se vor afla $2 \cdot 6{,}023 \cdot 10^{23}$ perechi de ioni Na^+Cl^-?

8. În cîte kilograme de CaO se va găsi acelaşi număr de perechi de ioni $Ca^{2+}O^{2-}$, cîte molecule se găsesc în 44 kg CO_2?

9. Completaţi şirurile orizontale şi coloanele verticale din figura 2.28, după indicaţiile care urmează:

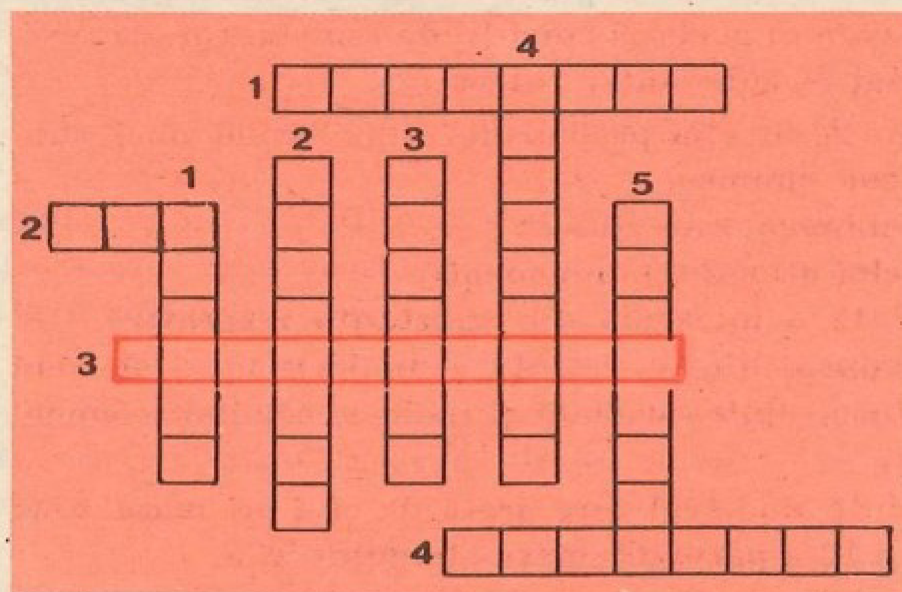


Fig. 2.28. Rebus chimic.

Orizontal

1. . . . . electronegativ.
2. Atom încărcat cu sarcină electrică.
3. Particulă elementară încărcată cu sarcină electrică negativă (articulat).
4. Sistemul. . . . . al elementelor.

Vertical

1. Partea centrală a atomului.
2. Cea mai mică particulă dintr-o substanţă care poate exista în stare liberă.
3. Se notează cu: ^1_0n
4. Valenţa exprimată prin numărul electronilor puşi în comun.
5. Particule cuprinse în nucleu (plural).

3

Reacţii chimice. Legile chimiei

În natură şi industrie au loc transformări continue ale substanţelor chimice.

Procesele, prin care unele substanţe chimice se transformă în alte substanţe total diferite de cele iniţiale, poartă numele de reacţii chimice.

De exemplu, unirea fierului cu sulful şi formarea sulfurii de fier este o reacţie chimică (vezi cap. 1, p. 23 şi 24).

Substanţele chimice iniţiale, care intră în reacţie, se numesc *reactanţi*. Substanţele chimice rezultate din reacţie se numesc *produşi de reacţie*. În cazul menţionat, fierul şi sulful sînt reactanţi, iar sulfura de fier, produs de reacţie.

Reactanţii şi produşii de reacţie pot fi substanţe simple sau substanţe compuse.

Reacţiile chimice pot avea loc între:

— două substanţe simple;

— o substanţă simplă şi o substanţă compusă;

— două substanţe compuse.

Pînă la studiul detaliat al substanţelor compuse (oxizi, acizi, baze, săruri), indicăm următoarele caracteristici distincte ale acestor substanţe:

— **oxizii** sînt substanţele ce cuprind în compoziţia lor două elemente (combinaţii binare), dintre care unul este totdeauna oxigenul; de ex. oxid de calciu CaO, oxid de magneziu MgO, oxid de sodiu Na_2O, oxid de aluminiu Al_2O_3, dioxid de carbon CO_2, dioxid de sulf SO_2 etc.;

— **bazele** sînt substanţele compuse care cuprind în molecula lor una sau mai multe grupări hidroxil OH, alături de un metal; de ex. hidroxid de sodiu $NaOH$, hidroxid de calciu $Ca(OH)_2$, hidroxid de aluminiu $Al(OH)_3$ etc.;

— **acizii** sînt substanţele compuse care cuprind în molecula lor unul sau mai mulţi atomi de hidrogen, alături de un radical acid; de ex. acid clorhidric HCl, acid sulfuric H_2SO_4, acid azotic HNO_3, acid carbonic H_2CO_3 etc.;

— **sărurile** sînt substanţele compuse care cuprind în compoziţia lor metal şi radical acid; de ex. clorură de sodiu $NaCl$, clorură de calciu $CaCl_2$, sulfat de sodiu Na_2SO_4, sulfat de calciu $CaSO_4$, carbonat de sodiu Na_2CO_3, carbonat de calciu $CaCO_3$ etc.

3.1. Legea conservării masei substanţelor

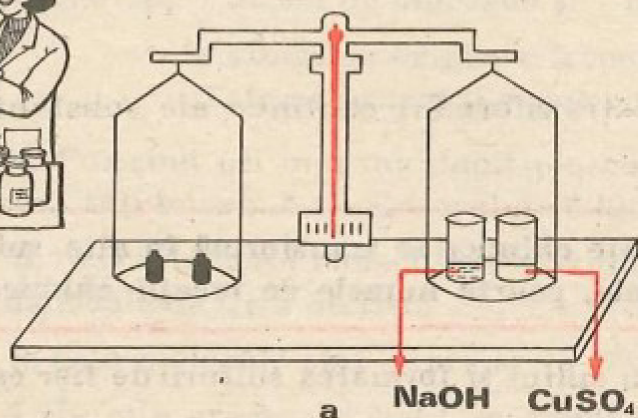
Transformările chimice ale substanţelor se supun unor legi, care pot fi uşor verificate experimetal.

Demonstraţii experimentale



1. Într-un pahar Berzelius de 50 ml se toarnă 10 ml soluţie de hidroxid de sodiu (sodă caustică), NaOH, iar în altul, de aceeaşi capacitate, 10 ml soluţie de sulfat de cupru (piatră vînătă), $CuSO_4$. Ambele pahare se aşază pe unul din platanele balanţei (fig. 3.1,a). Se cîntăresc. După cîntărire se toarnă conţinutul unui pahar în celălalt şi se observă formarea unui precipitat, în cazul de faţă hidroxid de cupru, $Cu(OH)_2$. După reacţie se menţin ambele pahare pe acelaşi platan şi se recîntăresc. Se constată că, deşi cele două substanţe au reacţionat, masa totală a rămas constantă (fig 3.1.,b)

2. Se repetă experienţa, folosind soluţie de azotat de argint, $AgNO_3$, şi soluţie de clorură de sodiu, NaCl. Se constată, şi în acest caz, că masa totală rămîne constantă după reacţie.



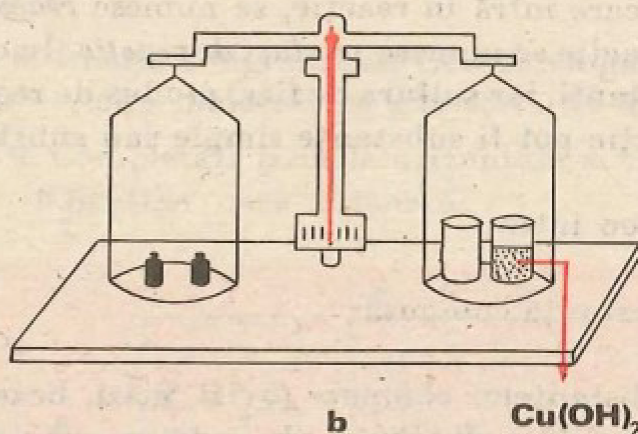


Fig.3.1. Demonstrarea experimentală a legii conservării masei substanţelor

Independent unul de altul, M.V. Lomonosov (1748) şi A.L. Lavoisier (1774) au formulat legea fundamentală, după care au loc transformările chimice: *legea conservării masei substanţelor.*

Într-o reacţie chimică, suma maselor substanţelor chimice intrate în reacţie este egală cu suma maselor substanţelor chimice rezultate din reacţie.

Pentru exemplificare, se consideră formarea sulfurii de magneziu prin reacţia dintre magneziu şi sulf. Experimental s-a dovedit că 24 g magneziu Mg reacţionează cu 32 g sulf S formînd 56 g sulfură de magneziu MgS. Dar 24 g Mg reprezintă un mol de atomi de Mg şi conţine $6{,}023 \cdot 10^{23}$ atomi. De asemenea, 32 g sulf reprezintă un mol de atomi de sulf şi conţine acelaşi nu-

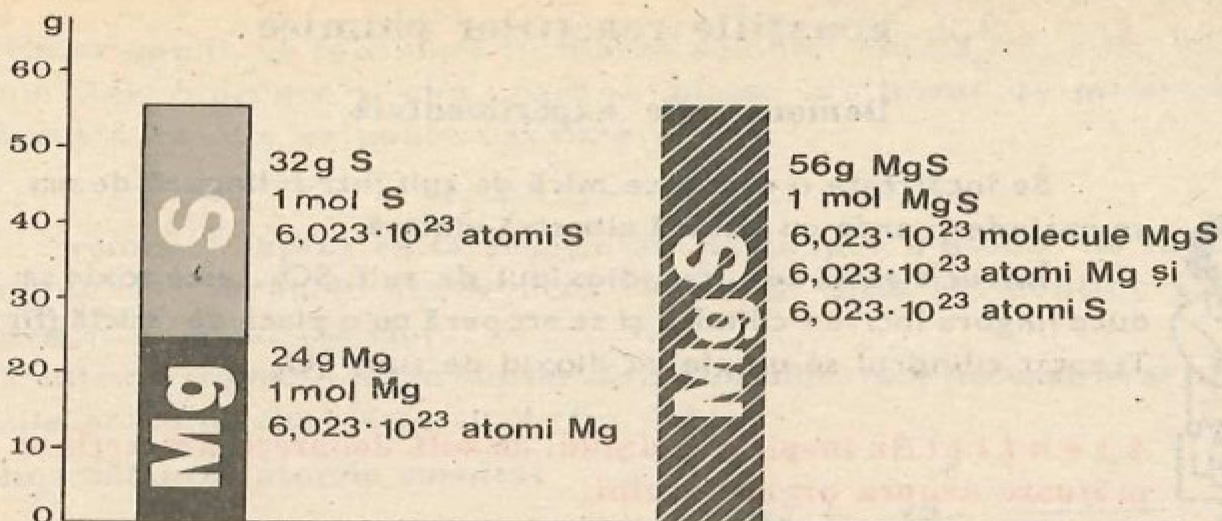


Fig. 3.2. Reprezentarea grafică a legii conservării masei substanţelor

măr de atomi: $6{,}023 \cdot 10^{23}$. Cantitatea de 56 g MgS rezultată reprezintă un mol şi conţine $6{,}023 \cdot 10^{23}$ molecule. Întrucît o moleculă de MgS este alcătuită din 1 atom de Mg şi 1 atom de S, rezultă că un mol de MgS ($6{,}023 \cdot 10^{23}$) molecule) conţine $6{,}023 \cdot 10^{23}$ atomi de Mg şi $6{,}023 \cdot 10^{23}$ atomi de S (fig.3.2)

Se deduce de aici, ca o consecinţă absolut necesară a legii conservării masei substanţelor chimice *legea conservării atomilor*. Ea se enunţă astfel:

Atomii intraţi în reacţie se regăsesc în acelaşi număr în produşii de reacţie.

Suma maselor atomilor intraţi în reacţie este egală cu suma maselor atomilor rezultaţi din reacţie. Deci, pentru fiecare element participant la reacţie, numărul atomilor intraţi în reacţie este egal cu numărul atomilor rezultaţi din reacţie.

Descoperirea legii conservării masei substanţelor a avut o deosebită importanţă pentru chimie. Ea a permis:

1. scrierea ecuaţiilor reacţiilor chimice;

2. studiul cantitativ al transformărilor chimice şi descoperirea altor legi ale chimiei, printre care şi legea constanţei compoziţiei substanţelor;

3. efectuarea calculelor chimice.

Definiţi legea conservării masei substanţelor, sub cele două variante cunoscute.

Temă de control

Raţionînd ca în cazul sulfurii de magneziu, demonstraţi legea conservării masei substanţelor şi legea conservării atomilor în reacţia formării sulfurii de zinc, ZnS, din zinc şi sulf, ştiind că 65 g Zn reacţionează cu 32 g S şi formează 97 g sulfură de zinc. Masele atomice ale zincului şi sulfului se iau din anexa 1, de la sfîrşitul manualului.

3.2. Ecuațiile reacțiilor chimice

Demonstrație experimentală

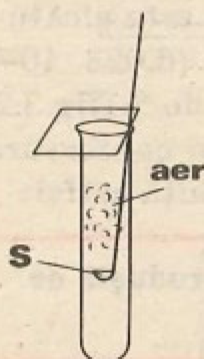


Se încălzește o cantitate mică de sulf într-o lingură de ars. Sulful se aprinde și arde cu flacără albastră-violetă.

Întrucît gazul rezultat, dioxidul de sulf, SO_2, este toxic se introduce lingura într-un cilindru și se acoperă cu o placă de sticlă (fig. 3.3). Treptat cilindrul se umple cu dioxid de sulf, SO_2.

A t e n ț i e! Nu inspirați dioxidul de sulf, deoarece are acțiune vătămătoare asupra organismului.

Reacția chimică, ce a avut loc, poate fi reprezentată cu ajutorul simbolurilor și formulelor chimice sau modelată grafic (fig.3.4):



← **Fig. 3.3. Obținerea dioxidului de sulf prin arderea sulfului în aer**

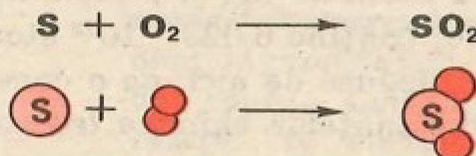


Fig. 3.4.

Aplicînd legea conservării atomilor, lege căreia i se supun toate reacțiile chimice, se constată:

Atomi intrați în reacție = Atomi rezultați din reacție

1 atom de sulf = 1 atom de sulf

2 atomi de oxigen = 2 atomi de oxigen

Deci, se poate scrie egalitatea:



$$S + O_2 = SO_2$$

Reprezentarea unei reacții chimice cu ajutorul simbolurilor și formulelor chimice se numește ecuația reacției chimice.

De cele mai multe ori, pentru a respecta legea conservării atomilor este necesară amplificarea numărului de atomi și molecule de un anumit număr de ori. Cifrele plasate în fața simbolurilor și formulelor poartă numele de coeficienții ecuației.

Ca exemplu, se consideră formarea acidului clorhidric, HCl, direct din componentele hidrogen și clor, care se găsesc sub formă de molecule H_2 și Cl_2. Această reacție se poate exprima astfel:



$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow HCl$$

Se remarcă faptul că la reacție au participat 2 atomi de hidrogen și 2 atomi de clor, iar molecula de acid clorhidric rezultată conține 1 atom de hidrogen și 1 atom de clor.

Pentru a respecta legea conservării atomilor, este necesar să se amplifice molecula acidului clorhidric cu 2 (fig. 3.5):

Stabilind bilanțul atomic rezultă:

Atomi intrați în reacție		*Atomi rezultați din reacție*
2 atomi de hidrogen	=	2 atomi de hidrogen
2 atomi de clor	=	2 atomi de clor

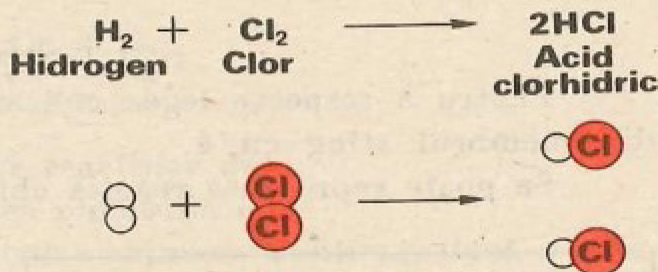


Fig. 3.5.

Activitate independentă a elevilor



1. Cu o spatulă presărați în flacăra unui bec de gaz cantități mici de pulbere de magneziu. Ce observați?

Magneziul arde în prezența oxigenului din aer cu lumină strălucitoare, transformîndu-se în oxid de magneziu, o substanță albă. A avut loc reacția chimică:



$$Mg + O_2 \longrightarrow MgO$$

Deoarece în reacție participă doi atomi de oxigen, iar molecula de oxid de magneziu conține doar un singur atom de oxigen, pentru a respecta legea conservării atomilor, se va multiplica cu 2 molecula oxidului de magneziu MgO. Acest fapt duce la necesitatea de a lua în reacție doi atomi de magneziu (fig. 3.6.).

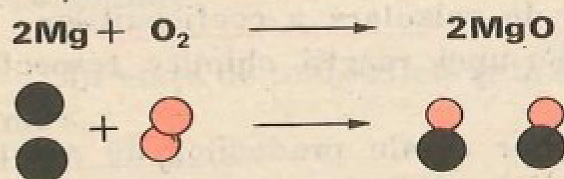


Fig. 3.6.

Bilanțul atomic:

Atomi intrați în reacție		*Atomi rezultați din reacție*
2 atomi de magneziu	=	2 atomi de magneziu
2 atomi de oxigen	=	2 atomi de oxigen

2. Repetați experiența cu pulbere de aluminiu. Ce observați?

Aluminiul arde în prezența oxigenului cu scînteі strălucitoare, transformîndu-se în oxid de aluminiu, o substanță solidă, albă. Are loc reacția chimică:



$$Al + O_2 \longrightarrow Al_2O_3$$

Deoarece în reacție participă doi atomi de oxigen și rezultă trei, pentru stabilirea coeficienților se determină cel mai mic multiplu comun între 2 și 3 (c.m.m.m.c. $= 2 \cdot 3 = 6$). Raportul între c.m.m.m.c. și numărul de atomi din moleculele substanțelor reprezintă valoarea coeficienților: $\frac{6}{2} = 3$ molecule de oxigen; $\frac{6}{3} = 2$ molecule de oxid de aluminiu. Se obține:



$$Al + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3$$

Pentru a respecta legea conservării atomilor se amplifică aluminiul din membrul stîng cu 4.

Se poate reprezenta reacția chimică, ca în figura 3.7:

> *Stabiliți coeficienții ecuației reacției de formare a oxidului de calciu din calciu și oxigen.*

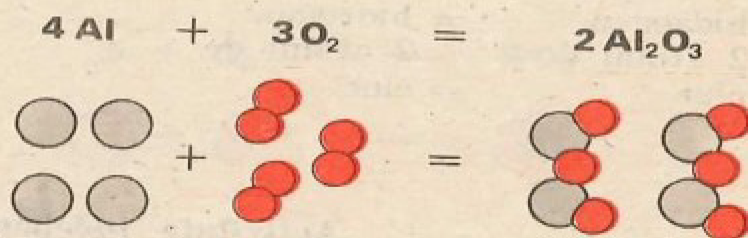


Fig. 3.7.

Bilanțul atomic:

Atomi intrați în reacție	*= Atomi rezultați din reacție*
4 atomi de aluminiu	= 4 atomi de aluminiu
6 atomi de oxigen	= 6 atomi de oxigen

Citirea ecuației chimice se poate face în două moduri:

1. patru atomi de aluminiu reacționează cu trei molecule de oxigen și formează două molecule de oxid de aluminiu;

2. patru moli de aluminiu reacționează cu trei moli de oxigen și formează doi moli de oxid de aluminiu.

Atenție!

1. Nu memorați coeficienții ecuației unei reacții chimice.

2. Însușiți-vă temeinic mecanismul de calculare a coeficienților.

3. În calcularea coeficienților ecuației unei reacții chimice respectați următoarele etape de lucru:

— scrieți corect formulele reactanților și ale produșilor de reacție;

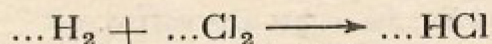
— aplicați legea conservării atomilor și stabiliți coeficienții;

— verificați apoi egalitatea între numărul atomilor participanți la reacție și cei rezultați din reacție.

Teme de control

1. Scrieți ecuația reacției chimice de formare a dioxidului de sulf SO_2, prin arderea sulfului în aer. Verificați corectitudinea ecuației cu ajutorul legii conservării masei.

2. Se dau schemele reacțiilor de mai jos:


$...H_2 + ...Cl_2 \longrightarrow ...HCl$


$...H_2O \longrightarrow ...H_2\uparrow + ...O_2\uparrow$*


$...Al + ...S \longrightarrow ...Al_2S_3$


$...Na + ...H_2O \longrightarrow ...NaOH + ...H_2\uparrow$


$...FeCl_3 + ...NaOH \longrightarrow ...Fe(OH)_3\downarrow$** $+ ...NaCl$


$...H_2CO_3 \longrightarrow ...CO_2\uparrow + ...H_2O$


$...H_2SO_4 + ...NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + ...H_2O$

Se cere:

a) Stabiliți coeficienții ecuațiilor reacțiilor date.

b) Ce lege ați folosit în rezolvarea punctului *a)*?

c) După scrierea corectă a ecuațiilor chimice, verificați dacă s-a respectat legea conservării masei substanțelor. Se vor folosi masele atomice din anexa 1.

d) Citiți fiecare ecuație după modelul indicat la reacția de ardere a aluminiului în oxigen.

3.3. Principalele tipuri de reacții chimice

3.3.1. Reacții chimice de combinare

Să ne reamintim reacțiile chimice din paragraful precedent:


$$S + O_2 = SO_2$$


$$H_2 + Cl_2 = 2HCl$$


$$2Mg + O_2 = 2MgO$$


$$4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$$

Se constantă că, în fiecare caz, din doi reactanți a rezultat un singur produs de reacție.

Procesul chimic prin care două sau mai multe substanțe diferite se unesc pentru a forma o substanță cu proprietăți noi se numește reacție de combinare.

În viața de toate zilele și în laborator se întîlnesc multe reacții de combinare.

---

* Săgeata îndreptată de jos în sus în dreptul unei formule corespunzătoare unui gaz indică degajarea acestuia.

** Săgeata îndreptată de sus în jos în dreptul unei formule reprezintă depunerea unui precipitat.

Demonstraţie experimentală



Două vase spălătoare, conţinînd unul soluţie de acid clorhidric HCl şi cel de-al doilea soluţie de amoniac NH_3, se montează ca în figura 3.8:

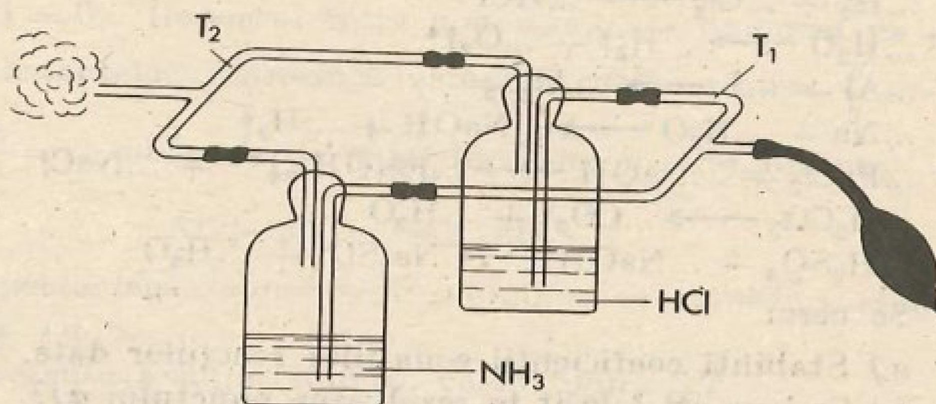


Fig. 3.8. Demonstrarea formării clorurii de amoniu

— ramurile lungi ale tuburilor din interiorul celor două vase spălătoare se leagă cu tuburi de cauciuc de un tub de sticlă în formă de T (tubul T_1);

— la tubul T_1 se ataşează o pară de cauciuc;

— ramurile scurte ale tuburilor din interiorul celor două vase spălătoare se leagă de un alt tub sub formă de T, T_2, tot prin intermediul unor tuburi de cauciuc mici;

— capătul final al tubului T_2 se lasă liber.

Se strînge para de cauciuc cu mîna. Aerul introdus prin tubul T_1 în vasele spălătoare, la ieşire, antrenează acid clorhidric din unul şi amoniac din celălalt. Acidul clorhidric şi amoniacul antrenaţi pătrund prin ramurile tubului T_2 şi se întîlnesc la ieşirea din acesta. Momentul întîlnirii celor două gaze este marcat prin apariţia unui fum alb de clorură de amoniu, NH_4Cl, care iese din tubul T_2 sub formă de nor continuu sau rotocoale, în funcţie de manevrarea perei de cauciuc.

Ecuaţia reacţiei chimice care a avut loc este reprezentată în figura 3.9.

Activitate independentă a elevilor



Reproduceţi individual şi într-un mod mai simplu experienţa realizată de profesor.

Apropiaţi dopurile de la sticlele cu soluţii de amoniac, NH_3 şi acid clorhidric, HCl. Ce este fumul alb care se formează?

> *Daţi alte exemple de reacţii de combinare, întîlnite în lecţiile precedente.*

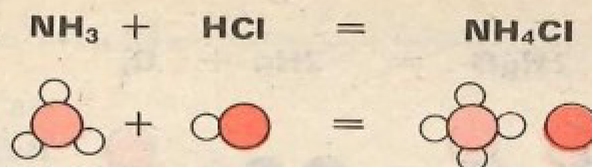


Fig. 3.9.

Se remarcă uşor că şi în aceste cazuri s-a format un singur produs de reacţie. Deci, au avut loc reacţii de combinare.

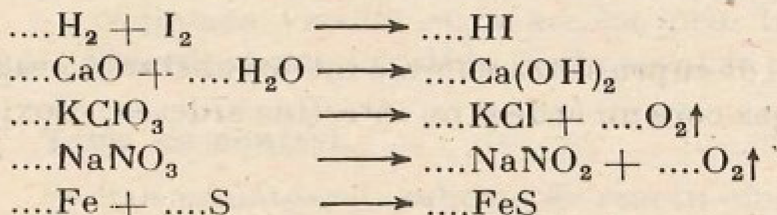
Notînd reactanţii cu X şi Y, indiferent dacă sînt substanţe simple sau compuse, iar cu Z produsul de reacţie, forma generală de exprimare a reacţiei de combinare este:



$$X + Y = Z$$

Teme de control

Se dau schemele reacţiilor de mai jos:



$....H_2 + I_2 \longrightarrow ....HI$

$....CaO + ...H_2O \longrightarrow ....Ca(OH)_2$

$....KClO_3 \longrightarrow ....KCl + ...O_2\uparrow$

$....NaNO_3 \longrightarrow ....NaNO_2 + ...O_2\uparrow$

$....Fe + ...S \longrightarrow ....FeS$

Se cere:

a) Scrieţi ecuaţiile reacţiilor chimice.

b) Sub ce formă aţi folosit legea conservării: ca lege a conservării masei substanţelor sau ca lege a conservării atomilor?

c) Citiţi semnificaţia reacţiilor chimice în molecule şi în moli.

d) Alegeţi reacţiile chimice de combinare.

3.3.2. Reacţii chimice de descompunere

Activitate independentă a elevilor



1. Într-o eprubetă uscată puneţi oxid roşu de mercur, HgO. Prindeţi eprubeta cu un cleşte de lemn şi încălziţi-o cu grijă, la o flacără puternică. Încercaţi natura gazului din eprubetă cu o aşchie de brad care arde fără flacără. Ce observaţi?

După puţin timp pe pereţii eprubetei se depun picături fine, argintii de mercur, concomitent cu degajarea unui gaz ce întreţine arderea, numit oxigen. Beţişorul arde cu flacără.



$$2HgO = 2Hg + O_2$$



Fig. 3.10.

Sub acţiunea căldurii, oxidul de mercur s-a scindat în elementele componente. Reacţia care a avut loc se poate prezenta ca în figura 3.10.

2. a) Repetaţi experienţa 1. În momentul cînd aţi pus în evidenţă degajarea oxigenului, scoateţi eprubeta din flacără. Încercaţi din nou prezenţa oxigenului. Ce constataţi?

b) Repetaţi de mai multe ori proba pentru identificarea oxigenului cu eprubeta în flacără (la cald) şi fără încălzire. Ce constataţi?

c) Cum explicaţi faptul că în momentul cînd nu se mai încălzeşte eprubeta, nu se mai eliberează oxigen din oxidul de mercur, HgO?

3. Repetaţi experienţa folosind carbonat de cupru, $CuCO_3$, o substanţă solidă verde.

Încercaţi şi de această dată gazul din eprubetă cu un chibrit aprins. Ce observaţi?

Prin încălzire, carbonatul de cupru se transformă într-o substanţă neagră, oxidul de cupru, eliberînd un gaz care nu arde şi nu întreţine arderea, dioxidul de carbon.

Ecuaţia reacţiei este:



$CuCO_3$ =	CuO +	$CO_2\uparrow$
Carbonat de cupru	Oxid de cupru	Dioxid de carbon

4. Repetaţi experienţa de la punctul 3, identificînd dioxidul de carbon CO_2 (cu chibritul aprins) la încălzirea eprubetei şi fără încălzire. Ce constataţi? Cum explicaţi faptul că se eliberează dioxid de carbon CO_2 (chibritul aprins se stinge) numai prin încălzirea carbonului de cupru, $CuCO_3$?

Deduceţi prin analogie cu reacţiile de mai sus ce substanţe chimice se obţin prin încălzirea carbonatului de calciu, $CaCO_3$?

Comparînd cele două exemple de mai sus se constată că în ambele cazuri reactantul se *descompune* în doi produşi de reacţie, care pot fi substanţe simple sau compuse.

Procesul chimic prin care o substanţă se descompune în două sau mai multe substanţe noi, cu proprietăţi deosebite de ale substanţei iniţiale, se numeşte reacţie de descompunere.

Generalizînd, ca și în cazul precedent, reacția chimică de descompunere poate fi exprimată sub forma:

$$W = V + T$$

în care:
W este *reactantul* (substanța compusă), V și T sînt *produșii de reacție*, care pot fi substanțe simple sau compuse.

Reacțiile de combinare și de descompunere au o deosebită importanță practică. Un număr mare de substanțe chimice se obțin, atît în laborator cît și în industrie, fie prin unirea directă a elementelor, operație numită *sinteză*, fie prin reacții de descompunere. De exemplu:

— sinteza acidului clorhidric, prin arderea hidrogenului în clor, se realizează la noi în țară la Borzești și Tîrnăveni;

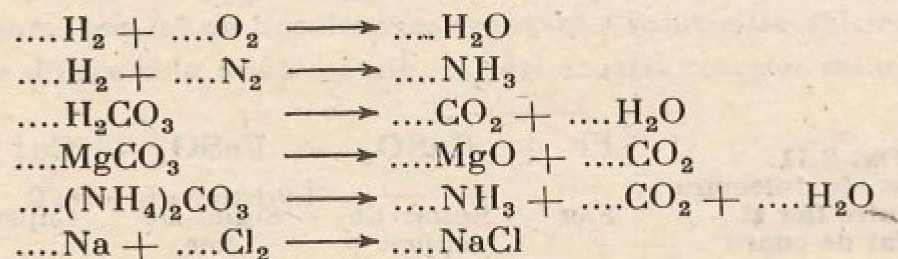
— sinteza amoniacului, prin unirea directă a hidrogenului cu azotul, are loc la Craiova, Tg. Mureș, Roznov;

— descompunerea carbonatului de calciu ($CaCO_3$, piatra de var) se face prin încălzirea în cuptoare speciale (cuptoare de var), obținîndu-se varul nestins, CaO, la Brașov, Turda, Bicaz, Fieni ș.a.;

— obținerea varului stins are loc prin tratarea varului nestins, CaO, cu apă. Procedeul este folosit în mod curent în construcții.

Teme de control

Se dau următoarele scheme de reacții chimice:



$$....H_2 + ...O_2 \longrightarrow ....H_2O$$
$$....H_2 + ...N_2 \longrightarrow ....NH_3$$
$$....H_2CO_3 \longrightarrow ....CO_2 + ...H_2O$$
$$....MgCO_3 \longrightarrow ....MgO + ...CO_2$$
$$....(NH_4)_2CO_3 \longrightarrow ....NH_3 + ...CO_2 + ...H_2O$$
$$....Na + ...Cl_2 \longrightarrow ....NaCl$$

a) Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice.
b) Ce lege ați folosit la calcularea coeficienților ecuațiilor? Sub ce formă?
c) Care dintre reacțiile chimice de mai sus sînt reacții de descompunere?
d) Din ce tip de reacții fac parte celelalte?
e) Citiți ecuațiile chimice în molecule și în moli.

3.3.3. Reacții de înlocuire sau substituție

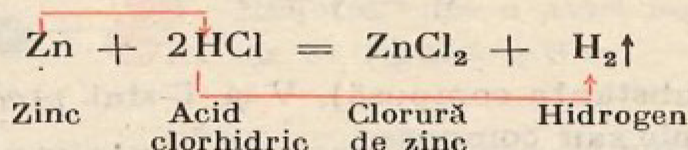
Activitate independentă a elevilor



1. Luați, într-o eprubetă, granule de zinc și adăugați acid clorhidric HCl. Încercați natura gazului rezultat cu un chibrit aprins. Ce observați?

În eprubetă s-a degajat un gaz, care arde cu flacără albăstruie, dar nu întreține arderea. Acesta este hidrogenul. În același timp se constată că zincul se consumă.

Acţiunea acidului clorhidric asupra zincului se poate exprima prin ecuaţia:



Comparînd compoziţia acidului cu cea a substanţei compuse rezultate, se remarcă faptul că, în timpul reacţiei, metalul a înlocuit hidrogenul din acid, iar hidrogenul s-a degajat.

2. Într-o eprubetă luaţi soluţie diluată de sulfat de cupru şi introduceţi apoi cu grijă (să nu se spargă eprubeta) un cui de fier (vezi fig. 3.11). Lăsaţi 1—2 minute eprubeta în stativ şi urmăriţi apoi culoarea soluţiei şi aspectul cuiului de fier. Ce observaţi?

Treptat, treptat culoarea albastră a sulfatului de cupru se modifică, devenind verde, datorită sulfatului de fier format, iar cuiul de fier se acoperă cu un strat arămiu de cupru.

Din ecuaţia reacţiei chimice:

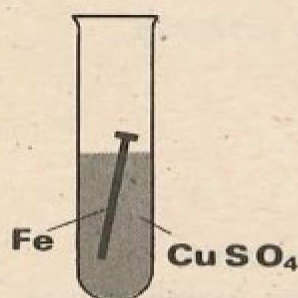
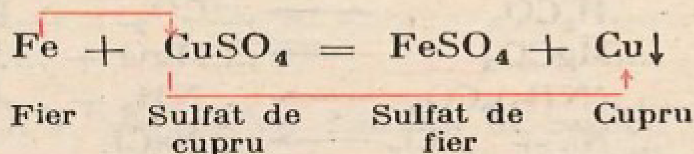


Fig. 3.11.
Reacţia de înlocuire dintre fier şi sulfat de cupru



se observă că şi în acest caz un element (Fe) a înlocuit un alt element (Cu) dintr-o substanţă compusă.

Procesul chimic în care o substanţă simplă înlocuieşte un element chimic dintr-o substanţă compusă se numeşte reacţie de înlocuire sau de substituţie.

Reacţiile de înlocuire au o deosebită importanţă, întrucît ele constituie metode de obţinere a unor substanţe chimice. De exemplu, acţiunea acizilor asupra metalelor constituie o metodă de obţinere a hidrogenului şi a sărurilor. Scoaterea din combinaţii a unor metale de către altele, cu caracter mai electropozitiv, îşi găseşte aplicaţie la obţinerea diferitelor metale.

Activitate independentă suplimentară a elevilor

1. Luaţi, într-o eprubetă, magneziu sub formă de pulbere, pilitură sau panglică. Adăugaţi acid clorhidric, HCl. Încercaţi natura gazului degajat cu un chibrit aprins. Ce constataţi în comparaţie cu reacţia dintre zinc şi acid clorhidric?



2. Repetaţi experienţa de la punctul 1, folosind acid sulfuric, H_2SO_4, în locul acidului clorhidric. Ce constataţi?

3. Luaţi, în două eprubete, fier sub formă de pulbere, pilitură sau cuişoare. Adăugaţi, în una din eprubete, acid clorhidric, şi în cealaltă acid sulfuric. Încercaţi natura gazului dezvoltat în ambele cazuri, ca în experimentele precedente. Ce observaţi?

4. Pe baza observaţiilor făcute, la executarea experienţelor de mai sus, răspundeţi la următoarele întrebări:

a) Cum vă puteţi da seama, vizual, că se degajă un gaz?

b) În care dintre reactanţi, degajarea este mai rapidă?

5. Scrieţi ecuaţiile reacţiilor chimice de obţinere a hidrogenului prin acţiunea acizilor clorhidric şi sulfuric asupra magneziului şi fierului.

6. Într-o eprubetă cu soluţie de sulfat de cupru, $CuSO_4$, introduceţi granule de zinc, Zn. Aşteptaţi 1—2 minute. Ce observaţi?

Ştiind că, la fel ca şi în cazul fierului, depunerea stratului roşietic de cupru pe zinc, însoţită de decolorarea treptată a soluţiei se datoreşte unei reacţii de înlocuire dintre cele două metale, scrieţi ecuaţia reacţiei chimice.

Teme de control

Se dau următoarele scheme de reacţii:



$$....Zn + ...H_2SO_4 \longrightarrow ....ZnSO_4 + H_2\uparrow$$



$$....Na + ...H_2O \longrightarrow ....NaOH + ...H_2\uparrow$$



$$....Na + ...Cl_2 \longrightarrow ....NaCl$$



$$....Fe + ...Cl_2 \longrightarrow ....FeCl_3$$



$$....H_2O \longrightarrow ....H_2 + ...O_2$$

1. Scrieţi ecuaţiile reacţiilor chimice.

2. Ce lege aţi folosit la calcularea coeficienţilor şi sub ce formă?

3. Care este semnificaţia ecuaţiilor reacţiilor chimice în molecule şi în moli?

4. Care dintre reacţiile indicate sînt reacţii de înlocuire sau substituţie?
5. Ce utilizări prevedeţi pentru aceste reacţii de substituţie?
6. Din ce tipuri de reacţii chimice fac parte celelalte reacţii?

3.3.4. Reacţii de schimb sau de dublă înlocuire

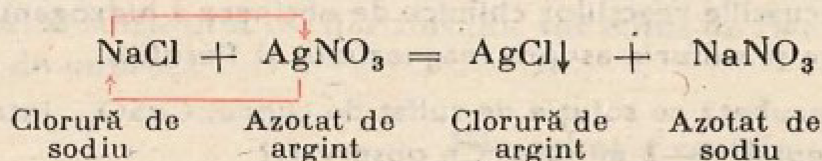
Activitate independentă a elevilor

1. Într-o eprubetă turnaţi 1—2 ml soluţie de clorură de sodiu, NaCl (sare de bucătărie), şi adăugaţi soluţie de azotat de argint, $AgNO_3$. Ce observaţi?

Atenţie! Mînuiţi cu multă precauţie azotatul de argint, întrucît el atacă pielea, hainele, hîrtia, înnegrindu-le.
Denumirea lui tehnică este piatra iadului.

Are loc spontan formarea unui precipitat alb de clorură de argint, AgCl.

Transformările care au avut loc între reactanţi se pot urmări în ecuaţia reacţiei:

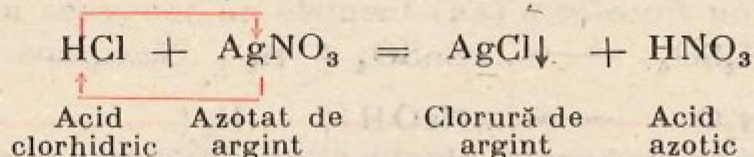


$$NaCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + NaNO_3$$

Se constată că sodiul a substituit argintul, iar acesta a luat locul sodiului. Deci s-a produs un dublu schimb, sau o dublă înlocuire.

2. Într-o eprubetă care conţine aproximativ 2 ml soluţie de acid clorhidric, HCl, adăugaţi soluţie de azotat de argint, $AgNO_3$. Ce observaţi? Comparaţi culoarea şi aspectul precipitatului cu cel obţinut în experienţa 1.

Şi în acest caz a avut loc o reacţie de schimb sau dublă înlocuire, conform ecuaţiei:



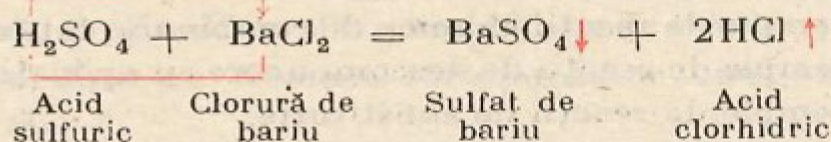
$$HCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + HNO_3$$

Aspectul identic al precipitatului apărut în cele două reacţii se datoreşte formării, în ambele cazuri, a aceluiaşi compus chimic insolubil: clorura de argint, AgCl.

Dacă în locul clorurii de sodiu, NaCl, sau a acidului clorhidric, HCl, se foloseşte orice clorură solubilă în apă (clorură de fier, $FeCl_2$, clorură de magneziu, $MgCl_2$, clorură de potasiu, KCl, clorură de bariu, $BaCl_2$, clorură de calciu, $CaCl_2$), la adaos de azotat de argint se obţine acelaşi precipitat alb de clorură de argint.

3. Într-o eprubetă luați soluție diluată de acid sulfuric, H_2SO_4. Adăugați soluție de clorură de bariu, $BaCl_2$. Ce observați?

Reacția chimică se poate reprezenta prin ecuația:



$$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2HCl\uparrow$$

Acid sulfuric — Clorură de bariu — Sulfat de bariu — Acid clorhidric

Atomul de bariu divalent substituie cei doi atomi de hidrogen din acidul sulfuric, formînd sulfatul de bariu, substanță albă, insolubilă în apă (precipitat). În același timp, hidrogenul ia locul bariului.

În toate exemplele de mai sus, între reactanți s-a produs un dublu schimb.

Procesul chimic prin care două substanțe compuse își schimbă între ele unele elemente chimice, formînd alte două substanțe compuse, se numește reacție de schimb sau de dublă înlocuire.

Ce altă reacție de schimb ați întîlnit în lecțiile precedente?

Formarea precipitatelor, în urma reacțiilor de schimb, își găsește o largă utilizare în laborator, pentru recunoașterea unor substanțe (cloruri, sulfați, acizi etc.), iar în industrie, pentru fabricarea unor substanțe insolubile (îngrășăminte, hidroxizi etc.).

Concluzii. După transformările care au loc între substanțele chimice, se disting patru tipuri principale de reacții chimice:

1. reacții chimice de combinare;
2. reacții chimice de descompunere;
3. reacții chimice de înlocuire sau de substituție;
4. reacții chimice de schimb sau de dublă înlocuire.

Teme de control

1. Se dau următoarele scheme de reacții:



$S + O_2 \longrightarrow SO_2$



$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2\uparrow$



$Mg + S \longrightarrow MgS$



$Fe + HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$



$NaOH + CuSO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + Cu(OH)_2\downarrow$



$NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + HCl$



$FeCl_2 + NaOH \longrightarrow Fe(OH)_2 + NaCl$

Se cere:

a) Stabiliţi coeficienţii.

b) Cărui tip de reacţie chimică aparţine fiecare caz?

2. Daţi exemple de reacţii chimice de combinare, întîlnite în viaţă.

3. Daţi exemple de reacţii de descompunere cu aplicaţii practice.

4. Daţi exemple de reacţii de substituţie.

5. Daţi exemple de reacţii de schimb cu aplicaţii practice.

6. Se dau următoarele scheme de reacţii chimice:


$......MgCl_2 + ...AgNO_3 \longrightarrow ......AgCl\downarrow + ...$


$......KCl + ...AgNO_3 \longrightarrow ......AgCl\downarrow + ...$


$......CaCl_2 + ...AgNO_3 \longrightarrow ......AgCl\downarrow + ...$


$......H_2SO_4 + ...BaCl_2 \longrightarrow ......BaSO_4\downarrow + ...$


$......Na_2SO_4 + ...BaCl_2 \longrightarrow ......BaSO_4\downarrow + ...$


$......MgSO_4 + ...BaCl_2 \longrightarrow ......BaSO_4\downarrow + ...$

Se cere:

a) Scrieţi ecuaţiile reacţiilor chimice.

b) Citiţi ecuaţiile în molecule şi moli.

c) Indicaţi cărui tip de reacţie aparţine fiecare exemplu dat.

3.4. Calcule chimice

În practica de laborator sau în industrie este necesar să se determine prin calcul compoziţia cantitativă a substanţelor chimice, precum şi cantităţile de reactanţi sau de produşi rezultaţi din reacţie.

Calculele chimice se pot grupa în două mari categorii:

— pe baza formulelor chimice;

— pe baza ecuaţiilor reacţiilor chimice.

Studiul transformărilor cantitative care au loc într-o reacţie chimică este bazat pe următoarele patru presupuneri:

1. Între reactanţi are loc un singur fel de transformare chimică, care este reprezentată printr-o singură ecuaţie.

2. Se cunosc formulele moleculare ale reactanţilor şi produşilor de reacţie.

3. Reacţia este completă, adică transformarea reactanţilor este totală.

4. Substanţele luate în calcul sînt considerate pure.

Pentru exemplificare să rezolvăm cîteva tipuri de probleme.

3.4.1. Calcule chimice pe baza formulelor chimice

Din formula chimică a unei substanţe se pot determina:

1. Raportul de masă în care se combină elementele.

2. Compoziţia procentuală, adică cantitatea în grame sau în kilograme din fiecare element, conţinută în 100 g sau 100 kg de substanţă compusă.

3. Cantitatea dintr-un element corespunzător unei cantităţi date de substanţă compusă.

4. Cantitatea de substanţă compusă corespunătoare unei cantităţi date dintr-un element.

Toate cele patru cazuri vor fi exemplificate în continuare, pornind de la formula apei, H_2O.

1. *Raportul de masă* în care se combină elementele.

Molecula de apă este formată din 2 atomi de hidrogen şi un atom de oxigen. Prin urmare, într-un mol de apă se găsesc $2 \cdot 1 = 2$ g hidrogen şi $1 \cdot 16 = 16$ g oxigen, deci raportul de masă în care se combină hidrogenul cu oxigenul pentru a forma apa este:

$$\frac{m_H}{m_O} = \frac{2 \cdot 1}{1 \cdot 16} = \frac{1}{8}$$

Acelaşi raport se poate exprima şi sub altă formă, indicată în special atunci cînd molecula substanţei conţine mai mult de două elemente componente:

$$H : O = 1 : 8$$

2. *Compoziţia procentuală* a unei substanţe compuse se determină fie din raportul de masă, fie din masa moleculară a substanţei, cu ajutorul unor reguli de trei simplă.

a) *Din raportul de masă.* Dintr-un gram de hidrogen şi 8 g oxigen rezultă 9 g apă (vezi punctul 1), deci:

pentru hidrogen

9 g H_2O conţin 1 g H
100 g H_2O conţin x g H

$$x = \frac{100}{9} = 11{,}11\,\%$$

pentru oxigen

9 g H_2O conţin 8 g O
100 g H_2O conţin y g O

$$y = \frac{100 \cdot 8}{9} = 88{,}89\,\%$$

b) *Din masa moleculară.* Masa moleculară a apei M_{H_2O} este:

$$M_{H_2O} = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18$$

Atunci

în 18 g H_2O se găsesc 2 g H şi 16 g O
în 100 g H_2O se găsesc x g H şi y g O

$$x = \frac{100 \cdot 2}{18} = 11{,}11\,\%\ H; \quad y = \frac{100 \cdot 16}{18} = 88{,}89\,\%\ O$$

3. *Cantitatea dintr-un element conţinută într-o anumită cantitate de substanţă compusă.* Pentru exemplificare se va rezolva următoarea problemă: Ce cantităţi de hidrogen şi de oxigen sînt cuprinse în 54 g H_2O?

Rezolvarea este analoagă exemplului precedent, cu deosebirea că în acest caz se raportează la cantitatea dată de 54 g şi nu la 100 g.

În 18 g H_2O se găsesc 2 g H şi 16 g O
în 54 g H_2O se găsesc x g H şi y g O

$$x = \frac{54 \cdot 2}{18} = 6 \text{ g H}; \qquad y = \frac{54 \cdot 16}{18} = 48 \text{ g O}$$

Proba: 6 g H + 48 g O = 54 g H_2O.

Rezolvarea se poate face şi prin calcularea numărului de moli de apă conţinut în 54 g apă.

18 g H_2O reprezintă 1 mol
54 g H_2O reprezintă x moli

$$x = \frac{54}{18} = 3 \text{ moli } H_2O$$

În 1 mol H_2O se găsesc 2 g H şi 16 g O
în 3 moli H_2O se găsesc x g H şi y g O

$$x = 6 \text{ g H şi } y = 48 \text{ g O}$$

Această metodă este preferată pentru că simplifică calculele.

4. *Cantitatea de substanţă compusă corespunzătoare unei cantităţi date dintr-un element* reprezintă situaţia inversă a cazului precedent. De exemplu: În ce cantitate de apă sînt conţinute 12 g hidrogen?

Dacă 2 g H se găsesc în 18 g H_2O
12 g H se vor găsi în x g H_2O

$$x = \frac{18 \cdot 12}{2} = 108 \text{ g } H_2O$$

Şi în acest caz rezolvarea se poate face prin calcularea numărului de moli de atomi (atomi-gram) din elementul dat, obţinîndu-se numărul de moli din substanţa căutată. Masa atomică a hidrogenului fiind egală cu 1, numărul de atomi-gram (moli de atom) de hidrogen conţinuţi în 12 g de hidrogen este:

$$\frac{12}{1} = 12 \text{ moli de atomi de hidrogen}$$

Dacă 2 moli de atomi de hidrogen se găsesc în 1 mol H_2O
în 12 moli de atomi de hidrogen se vor găsi x moli H_2O

$$x = \frac{12}{2} = 6 \text{ moli } H_2O$$

Pentru a exprima rezultatul în grame se face produsul dintre numărul de moli şi masa moleculară:

$$6 \text{ moli } H_2O \cdot M_{H_2O} = 6 \cdot 18 = 108 \text{ g } H_2O$$

Teme de control

1. Considerați elementele K și C. Determinați formulele compușilor acestor elemente cu oxigenul și raportul de masă în care se combină elementele date cu oxigenul.

2. Care va fi compoziția procentuală a CO_2 și K_2O?

3. Cîte grame de sulf sînt cuprinse în 2 moli de SO_3 și în 3 moli de H_2SO_4?

4. În cîte grame de CO_2 se găsește aceeași cantitate de oxigen, ca în 4 moli de SO_2?

3.4.2. Calcule pe baza ecuațiilor reacțiilor chimice

Pentru rezolvarea unei probleme pe baza ecuațiilor chimice, se urmăresc următoarele etape de lucru:

— scrierea corectă a ecuației reacției chimice;
— sublinierea formulelor substanțelor care vor intra în calcul;
— stabilirea semnificației cantitative (în moli sau grame) a ecuației reacției chimice (reactanților și produșilor rezultați);
— notarea datelor problemei și a necunoscutelor (în moli sau grame);
— stabilirea proporțiilor (în moli sau grame), din care se va determina necunoscuta;
— determinarea necunoscutei.

Să urmărim rezolvarea acestor etape pe cîteva exemple:

1. Să se determine cantitatea de apă, în moli și grame, care rezultă prin arderea a 8 g hidrogen.

Rezolvarea problemei 1 se poate efectua concomitent în moli și grame, după următorul algoritm:

Etapele de lucru		Rezolvarea problemei	
Ecuația reacției chimice		$2H_2 + O_2 = 2H_2O$	
Sublinierea formulelor substanțelor care vor intra în calcul		$\underline{2H_2} + O_2 = \underline{2H_2O}$	
Semnificația ecuației	în moli	2 moli	2 moli
	în grame	$2 \cdot 2 = 4$ g	$2 \cdot 18 = 36$ g
Datele problemei	în moli	$\frac{8}{2} = 4$ moli	$n = ?$ moli H_2O
	în grame	8 g	$x = ?$ g H_2O
Stabilirea proporției	în moli		$\frac{2}{4} = \frac{2}{n}$
	în grame		$\frac{4}{8} = \frac{36}{x}$

Etapele de lucru		Rezolvarea problemei
Determinarea necunoscutei	în moli	$n = \frac{4 \cdot 2}{2} = 4$ moli H_2O
	în grame	$x = \frac{8 \cdot 36}{4} = 72$ g H_2O
Răspuns		$n = 4$ moli H_2O; $m_{H_2O} = x = 72$ g H_2O

2. Ce cantitate, în moli și grame, de oxid de calciu rezultă prin descompunerea a 25 g carbonat de calciu?

După același algoritm, problema 2 poate fi rezolvată astfel:

Etapele de lucru		Rezolvarea problemei	
Ecuația reacției chimice		$CaCO_3 =$	$CaO + CO_2$
Sublinierea formulelor substanțelor care vor intra în calcul		$\underline{CaCO_3} =$	$\underline{CaO} + CO_2$
Semnificația ecuației	în moli	1mol	1 mol
	în grame	100 g	56 g
Datele problemei	în moli	$\frac{25}{100} = 0,25$ moli	$n = ?$
	în grame	25 g	$x = ?$
Stabilirea proporției	în moli	$\frac{1}{0,25} = \frac{1}{n}$	
	în grame	$\frac{100}{25} = \frac{56}{x}$	
Determinarea necunoscutei	în moli	$n = \frac{0,25 \cdot 1}{1} = 0,25$ moli CaO	
	în grame	$x = \frac{25 \cdot 56}{100} = 14$ g CaO	
Răspuns		$n = 0,25$ moli CaO; $m_{CaO} = x = 14$ g CaO	

3. Se tratează o soluție de clorură de fier (II) $FeCl_2$ cu o soluție de hidroxid de sodiu care conține 160 g NaOH. Care sînt produșii de reacție și în ce condiții se obțin?

Etapele de lucru		Rezolvarea problemei
Ecuația reacției chimice		$FeCl_2 + 2NaOH = Fe(OH)_2 + 2NaCl$
Sublinierea formulelor substanțelor ce vor intra în calcul		$FeCl_2 + \underline{2NaOH} = \underline{Fe(OH)_2} + \underline{2NaCl}$
Semnificația ecuației:	în moli	2 moli 1 mol 2 moli
	în grame	$2 \cdot 40$ g 90 g $2 \cdot 58{,}5$ g
Datele problemei	în moli	$\frac{160}{40} = 4$ moli $n_1 = ?$ $n_2 = ?$
	în grame	160 g $x = ?$ $y = ?$
Stabilirea proporțiilor	în moli	$\frac{2}{4} = \frac{1}{n_1}$ $\frac{2}{4} = \frac{2}{n_2}$
	în grame	$\frac{2 \cdot 40}{160} = \frac{90}{x}$; $\frac{2 \cdot 40}{160} = \frac{2 \cdot 58{,}5}{y}$
Determinarea necunoscutelor:	în moli	$n_1 = \frac{4 \cdot 1}{2} = 2$ moli; $n_2 = \frac{4 \cdot 2}{2} = 4$ moli
	în grame	$x = \frac{160 \cdot 90}{2 \cdot 40} = 180$ g; $y = \frac{160 \cdot 2 \cdot 58{,}5}{2 \cdot 40} = 234$ g
Răspunsul		$n_1 = 2$ moli $Fe(OH)_2$; $m_{Fe(OH)_2} = x = 180$ g $Fe(OH)_2$; $n_2 = 4$ moli NaCl; $m_{NaCl} = y = 234$ g NaCl
Proba sau verificarea răspunsurilor		2 moli: $M_{Fe(OH)_2} = 2 \cdot 90 = 180$ g $Fe(OH)_2$; 4 moli: $M_{NaCl} = 4 \cdot 58{,}5 = 234$ g NaCl

Din capitolul „*Reacții chimice. Legile chimiei*“ rețineți:

Reacțiile chimice sînt procesele prin care unele substanțe chimice se transformă în alte substanțe total diferite de cele inițiale.

Oxizii sînt combinațiile binare ale oxigenului cu alte elemente (metale sau nemetale).

Bazele sînt substanțele compuse care cuprind în molecula lor una sau mai multe grupări hidroxil OH, alături de un metal.

Acizii sînt substanțele compuse care cuprind în molecula lor unul sau mai mulți atomi de hidrogen, alături de un radical acid.

Sărurile sînt substanțele compuse care cuprind în compoziția lor metal și un radical acid.

Legea conservării masei substanțelor se enunță astfel: într-o reacție chimică, suma maselor substanțelor intrate în reacție este egală cu suma maselor substanțelor rezultate din reacție.

Legea conservării atomilor: pentru fiecare element participant la reacție, numărul atomilor intrați în reacție este egal cu numărul atomilor rezultați din reacție.

Ecuația reacției chimice este reprezentarea unei reacții chimice cu ajutorul simbolurilor și formulelor chimice.

Algoritmul scrierii corecte a unei ecuații chimice cuprinde următoarele etape:

— scrierea corectă a formulelor reactanților și ale produșilor de reacție;

— aplicarea legii conservării atomilor și stabilirea coeficienților;

— verificarea egalității numărului fiecărei specie de atomi participante la reacție.

Clasificarea principalelor tipuri de reacții chimice, după mecanismul acestora:

— **reacția de combinare:** procesul chimic prin care două sau mai multe substanțe diferite se unesc pentru a forma o substanță cu proprietăți noi;

— **reacția de descompunere** procesul chimic prin care o substanță se descompune în două sau mai multe substanțe noi, cu proprietăți deosebite de ale substanței inițiale;

— **reacția de înlocuire:** procesul chimic în care o substanță simplă înlocuiește un element chimic dintr-o substanță compusă;

— **reacția de schimb** (dublă înlocuire): procesul chimic prin care două substanțe compuse își schimbă între ele unele elemente chimice, formînd alte două substanțe compuse.

Exerciții și probleme recapitulative

1. Se dă o reacție chimică sub formă generală:

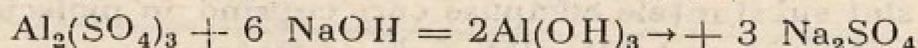


$$A + B = C + D$$

Cantitățile inițiale de reactanți sînt: A = 10 g și B = 5 g. Cantitatea de substanță C care se obține este de 8 g. a) Ce cantitate de substanță D a rezultat? b) Ce lege s-a aplicat în rezolvarea problemei?

Alegeți răspunsul corect a): A) $m_D = 10$ g; B) $m_D = 5$ g; C) $m_D = 7$g; D) $m_D = 8$ g.

2. Demonstrați numeric că legea conservării masei se poate aplica în exemplele de mai jos: $AlCl_3 + 3\ KOH = Al(OH)_3 \downarrow + 3\ KCl$



$$Al_2(SO_4)_3 + 6\ NaOH = 2Al(OH)_3 \rightarrow + 3\ Na_2SO_4$$

Indicații: pentru masele atomice consultați anexa nr. 1 de la sfîrșitul manualului.

3. Reprezentați compoziția cantitativă (exprimată prin formula moleculară, procentual și prin raportul celor mai mici numere întregi de masă), pentru următoarele substanțe chimice: oxid de sodiu, clorură de aluminiu și clorură de bariu.

Alegeți răspunsul corect:

Formula	Compoziția procentuală		Raport de masă
a) Na_2O_2	58,97% Na	41,03% O	Na : O = 23 : 16
$AlCl_2$	27,55% Al	72,45% Cl	Al : Cl = 27 : 71
BaCl	79,42% Al	20,58% Cl	Ba : Cl = 137 : 35,5
b) Na_2O	74,19% Na	25,80% O	Na : O = 23 : 8
$AlCl_3$	20,23% Al	79,77% Cl	Al : Cl = 9 : 35,5
$BaCl_2$	65,86% Ba	34,14% Cl	Ba : Cl = 137 : 71
c) NaO	58,97% Na	41,03% O	Na : O = 23 : 16
Al_2Cl_3	33,64% Al	66,36% Cl	Al : Cl = 0,50
Ba_2Cl	88,52% Ba	11,48% Cl	Ba :Cl = 7,71

4. Un număr de $6{,}023 \cdot 10^{23}$ molecule de oxigen, O_2, reacționează cu cantitatea necesară de hidrogen, H_2, și formează apa.

Cîte molecule de apă se formează și cîte molecule de hidrogen sînt necesare: a) cîte $6{,}023 \cdot 10^{23}$ molecule de H_2O și de H_2; b) cîte $2 \cdot 6{,}023 \cdot 10^{23}$ molecule de H_2O și de H_2; c) $3 \cdot 6{,}023 \cdot 10^{23}$ molecule de H_2O și $2 \cdot 6{,}023 \cdot 10^{23}$ molecule H_2.

5. Cîți moli de apă și respectiv de hidrogen iau parte la reacția de la problema 4: a) cîte 1 mol de H_2O și H_2; b) cîte 3 moli de H_2O și H_2; c) cîte 2 moli de H_2O și H_2.

6. Considerați reacția dintre aluminiu (trivalent) și sulf (divalent). Ce substanță se formează și care va fi ecuația reacției?

7. Care va fi compoziția procentuală a produsului rezultat din reacția aluminiului cu sulful; a) 36% Al și 32% S; b) 18% Al și 64 % S; c) și 36 % Al și 64 % S.

8. Cu ce masă de sulf se vor uni 54 g Al pentru a forma compusul determinat la problema 6: a) 48 g S; b) 96 g S; c) 32 g S.

9. Cantitățile de 10 moli azot, N_2, și 40 moli de hidrogen, H_2, sînt puse în condiții de reacție și se obține amoniac, NH_3. Ce cantitate de amoniac exprimată în moli și grame se obține?: a) 10 moli = 170 g NH_3; b) 20 moli = 340 g NH_3; c) 30 moli = 510 g NH_3.

10. Cîţi moli de oxigen, O_2, sînt necesari pentru a obţine 306 g oxid de aluminiu, Al_2O_3: a) 3 moli O_2; b) 9 moli O_2; c) 4,5 moli O_2.

11. Prin tratarea magneziului, Mg, cu acid sulfuric, H_2SO_4, s-au format 30 g sulfat de magneziu, $MgSO_4$. Cît magneziu şi cît acid sulfuric s-au consumat? Exprimaţi rezultatul în moli şi grame: a) 0,25 moli = 6 g Mg şi 0,25 moli = 24,5 g H_2SO_4; b) 6 moli = 0,25 g Mg şi 24,5 moli = 0,25 g H_2SO_4; c) 0,25 moli = 24,5 g Mg şi 0,25 moli = 6 g H_2SO_4.

12. Ce cantitate de clorură de sodiu, NaCl, în grame şi moli, este necesară pentru a obţine, prin reacţia cu acidul sulfuric, 2,5 moli acid clorhidric, HCl? a) 2 moli NaCl = 117 g NaCl; b) 2,5 moli = 146,25 g NaCl; c) 3 moli = 175,5 g NaCl.

13. Cîte grame şi cîţi moli de acid sulfuric se consumă în reacţia de la problema precedentă? a) 1,25 moli = 122,5 g H_2SO_4; b) 2 moli = 196 g H_2SO_4; c) 1,5 moli = 147 g H_2SO_4.

14. Se dă reacţia: $2\ H_2 + O_2 = 2\ H_2O$

Răspundeţi la următoarele întrebări:

1) Cîţi moli de apă se obţin dintr-un număr de $5 \cdot 6{,}023 \cdot 10^{23}$ molecule de oxigen?

a) 5 moli H_2O; b) 10 moli H_2O; c) 1/5 moli H_2O.

2) Cîţi moli de apă se obţin dintr-un mol de oxigen?

a) 1 mol H_2O; b) 1/2 moli H_2O; c) 2 moli H_2O.

3) Cîte molecule de apă se găsesc în 2 moli de H_2O?

a) $6{,}023 \cdot 10^{23}$ molecule; b) $2 \cdot 6{,}023 \cdot 10^{23}$ molecule; c) $3 \cdot 6{,}023 \cdot 10^{23}$ molecule.

15. Completaţi spaţiile libere din figura 3.12 cu denumirea tipului de reacţie din care fac parte exemplele indicate în dreptul fiecărui şir orizontal.

Reacţii chimice de

$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$

$Fe + S = FeS$

$CaCO_3 = CaO + CO_2\uparrow$

$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$

Fig. 3.12. Rebus chimic.

4

Oxigenul

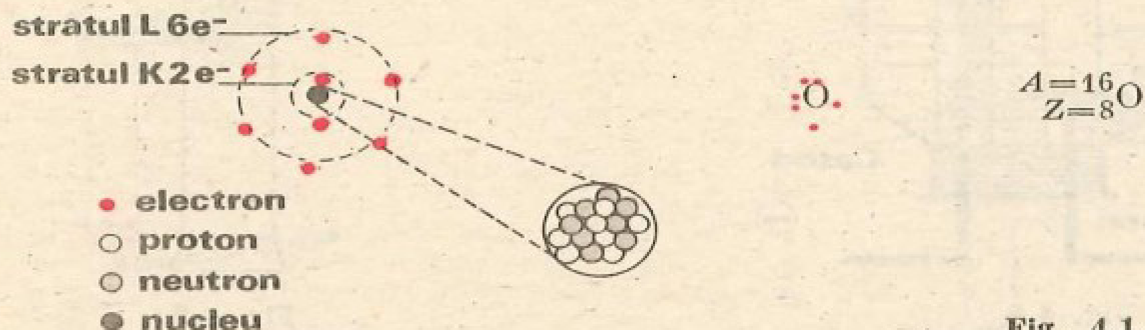


Fig. 4.1. Structura atomului de oxigen

4.1. Structura atomului de oxigen

Oxigenul are numărul atomic $Z = 8$ și masa atomică $A = 16$.

Deci nucleul atomului cuprinde 8 protoni (8 sarcini pozitive) și 8 neutroni, iar învelișul electronic, 8 electroni (8 sarcini negative) (fig. 4.1). Cei 8 electroni sînt repartizați pe primele două straturi în modul următor: stratul K, 2 electroni, stratul L, 6 electroni.

Atomul de oxigen, avînd în curs de completare stratul al doilea (L), și pe ultimul strat 6 electroni, este situat în sistemul periodic în perioada a 2-a, grupa a VI-a principală.

4.2. Starea naturală a oxigenului

Oxigenul este cel mai răspîndit element de pe Pămînt. În natură, oxigenul se găsește în proporție de 49,13%, atît în stare liberă, cît și sub formă combinată. În stare liberă se găsește în aerul atmosferic. Aerul este un amestec de gaze în a cărui compoziție intră 78% azot, 21 % oxigen și 1 % alte gaze. Sub formă combinată, oxigenul se găsește atît în substanțe neorganice: apă, H_2O, dioxid de carbon, CO_2, calcar, $CaCO_3$, cît și în substanțe organice: amidon, celuloză, glicerină, alcool rafinat ș.a.

4.3. Prepararea oxigenului

Atît în laborator, cît și în industrie, oxigenul poate fi obținut prin electroliza apei. Descompunerea unei substanțe cu ajutorul curentului electric se numește *electroliză*. Întrucît apa, în stare pură, nu este bună conducătoare

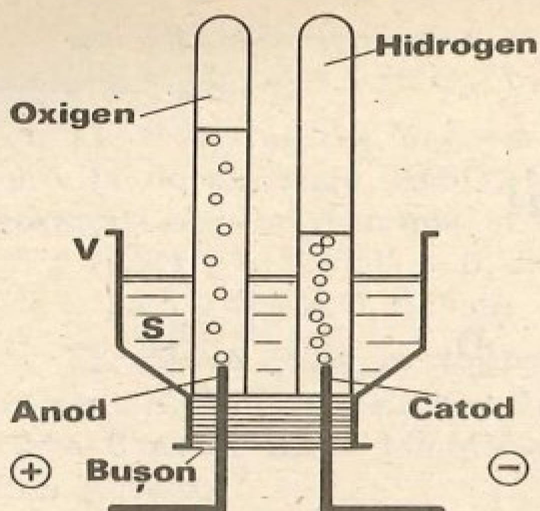


Fig. 4.2.
Voltametru școlar



Fig. 4.3.
Butelie cu oxigen comprimat

de electricitate, în industrie se supune electrolizei apa alcalinizată (apă, în care s-a dizolvat sodă caustică NaOH), iar în laborator apa acidulată (apă, în care s-a adăugat acid sulfuric H_2SO_4). Apa alcalinizată sau acidulată permite trecerea curentului electric.

În laborator, *electroliza apei acidulate* se realizează cu ajutorul unui aparat care se numește voltametru (fig. 4.2) și cuprinde următoarele părți principale:

— vasul electrolitic (V);
— electrolitul sau soluția bună conducătoare de electricitate (S);
— electrozii: electrodul pozitiv sau anodul;
electrodul negativ sau catodul.

Drept electrozi se folosesc plăci de nichel sau bare de grafit.

În urma electrolizei, la anod se degajă oxigenul, iar la catod hidrogenul.

Rețineți metoda și pentru obținerea hidrogenului.

Oxigenul, obținut industrial, se îmbuteliază sub presiune în butelii de oțel de tipul celei din figura 4.3.



Activitate independentă a elevilor

Pentru obținerea oxigenului în laborator, realizați experiența indicată mai jos. Folosiți voltametrul din figura 4.2.

Umpleți două eprubete și 2/3 din aparat cu apă acidulată cu cîteva picături de acid sulfuric. Răsturnați cîte o eprubetă (astupată cu degetul) deasupra fiecărui electrod, astfel încît să nu pătrundă aer în interiorul ei.

Conectați electrozii la o baterie de 4,5 V și urmăriți timp de 5 minute fenomenele care au loc la trecerea curentului electric prin soluție.

Ce observați?

Încercaţi natura gazelor dezvoltate în cele două eprubete, cu o aşchie de brad aprinsă, aşa cum indică figurile 4.4. şi 4.5.

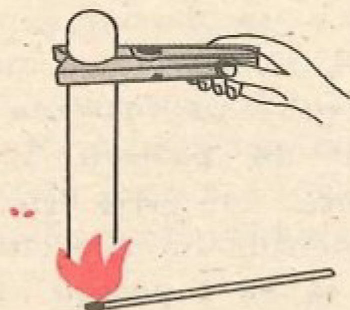


Fig. 4.4.
Punerea în evidenţă a hidrogenului

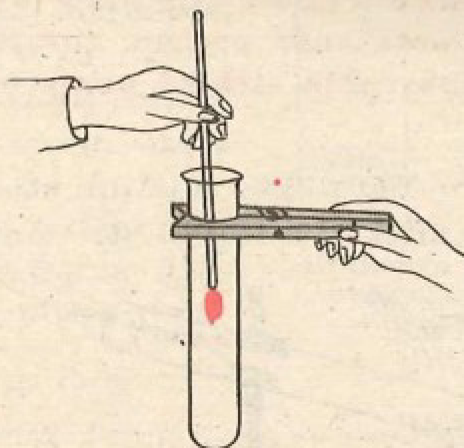


Fig. 4.5.
Punerea în evidenţă a oxigenului

Atenţie! La apropierea aşchiei aprinse, eprubeta de la catod se ţine în poziţie verticală, cu gura în jos, întrucît hidrogenul este mai uşor decît aerul.

Explicaţia fenomenelor. Pe suprafaţa fiecărui electrod se adună mici bule de gaz care, atingînd o anumită dimensiune, se ridică treptat la suprafaţă dezlocuind astfel apa din eprubete.

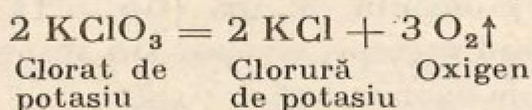
Se observă că la catod se dezvoltă un volum de gaz de două ori mai mare decît la anod. Încercînd natura gazelor din cele două eprubete se constată că la catod s-a strîns un gaz care arde, dar nu întreţine arderea (hidrogenul), iar la anod un gaz care nu arde, dar care întreţine arderea (oxigenul).

*

* *

În laborator, oxigenul se mai poate obţine şi prin descompunerea unor substanţe oxidante, adică a unor substanţe care conţin oxigen şi îl pot pune uşor în libertate, de exemplu: cloratul de potasiu $KClO_3$, apa oxigenată H_2O_2 ş.a.

Cloratul de potasiu, $KClO_3$, este o substanţă solidă, albă, cristalizată, care se păstrează în sticle de culoare închisă. Prin încălzire cloratul de potasiu se descompune în clorură de potasiu şi oxigen molecular:



$$2\,KClO_3 = 2\,KCl + 3\,O_2\uparrow$$

Clorat de potasiu — Clorură de potasiu — Oxigen



Demonstrație experimentală

Atenție! În toate experiențele cu clorat de potasiu, $KClO_3$, se vor folosi vase perfect curate și substanțe pure, deoarece orice urmă de substanță străină poate produce o explozie.

Se montează într-un stativ o eprubetă în care s-au introdus cantități mici de dioxid de mangan, MnO_2, și clorat de potasiu, $KClO_3$. Se încălzește eprubeta cu grijă (fig. 4.6) și se urmărește momentul în care cloratul de potasiu începe să se topească. După un timp scurt se observă și degajarea unui gaz. Încercînd natura gazului degajat, cu o așchie de brad care prezintă puncte incandescente, se constată că acesta se aprinde și arde cu flacără. Deci gazul dezvoltat este oxigenul. La sfîrșitul reacției se constată că dioxidul de mangan nu s-a consumat, ci a rămas în aceeași cantitate și sub aceeași formă. Dioxidul de mangan a avut doar rolul de a grăbi reacția.

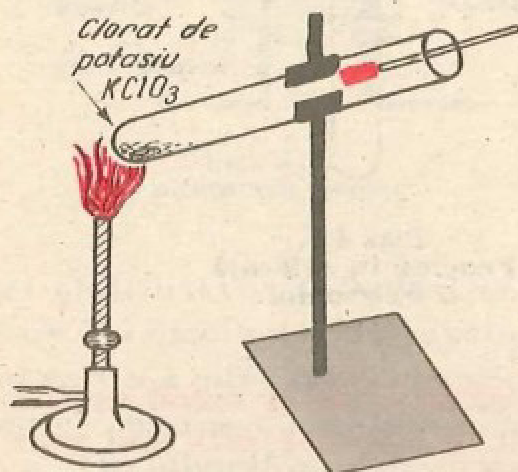
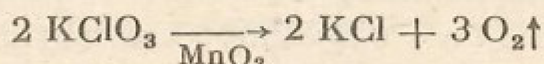


Fig. 4.6.

Substanța chimică care are rolul de a accelera o reacție chimică, dar care la sfîrșitul acesteia se regăsește neschimbată, se numește catalizator. Reacția chimică care are loc în prezența catalizatorului, se numește reacție catalizată, iar fenomenul de accelerare a unei reacții cu ajutorul unui catalizator se numește cataliză.

În ecuația unei reacții chimice catalizate, catalizatorul se scrie sub săgeată sau pe săgeată.



$$2\,KClO_3 \xrightarrow[MnO_2]{} 2\,KCl + 3\,O_2\uparrow$$

Un alt compus oxigenat din care se poate obține oxigenul în laborator este apa oxigenată, H_2O_2. Formula apei oxigenate indică existența în molecula acesteia, a unui procentaj de oxigen mai mare decît în molecula de apă (fig. 4.7). Apa oxigenată este un lichid incolor, siropos (în stare pură) care se descompune ușor în apă și oxigen.

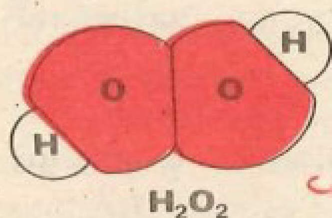


Fig. 4.7.
Modelul moleculei apei oxigenate

Activitate independentă a elevilor

Introduceți într-un cilindru de sticlă o cantitate mică de dioxid de mangan MnO_2 și turnați apoi apă oxigenată. Acoperiți cilindrul cu un capac de carton. După ce reacția a încetat, introduceți o așchie de brad care prezintă cîteva puncte incandescente. Prin această operație încercați natura gazului dezvoltat (fig. 4.8). Ce observați?

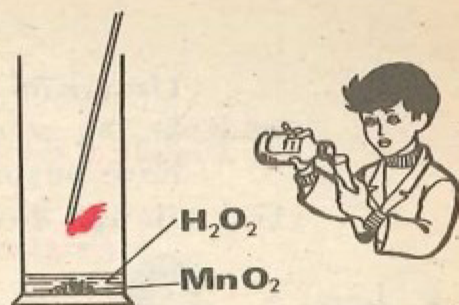
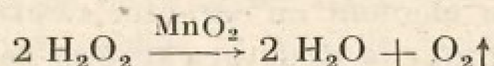


Fig. 4.8. Obținerea oxigenului din apă oxigenată

Explicația fenomenelor. Concluzii. Apa oxigenată, H_2O_2, în prezența dioxidului de mangan MnO_2 se descompune imediat în apă și oxigen, conform ecuației:



$$2\,H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} 2\,H_2O + O_2\uparrow$$

Și în acest caz, la sfîrșitul reacției, dioxidul de mangan se regăsește sub aceeași formă și în aceeași cantitate ca la începutul experienței, deci MnO_2 a jucat rolul de catalizator.

Descompunerea apei oxigenate în prezența dioxidului de mangan este deci o *descompunere catalitică*.

Catalizatorii sînt des utilizați în industria chimică în scopul accelerării unor reacții chimice care, în absența lor s-ar produce mult prea lent. Exemple de catalizatori folosiți în industre și cercetare sînt: nichelul, platina, oxizii de fier, de aluminiu, de potasiu etc.

Comparați metodele industriale și de laborator pentru obținerea oxigenului.

Rețineți:
Oxigenul s-a obținut prin:
— electroliza apei acidulate sau alcalinizate;
— descompunerea catalitică a cloratului de potasiu, $KClO_3$ și a apei oxigenate, H_2O_2.

Teme de control

1. Știind că oxigenul în natură se găsește sub forma unui amestec de trei izotopi $^{16}_{8}O$; $^{17}_{8}O$ și $^{18}_{8}O$, stabiliți particulele componente ale atomilor respectivi. Care sînt deosebirile și asemănările celor trei specii de atomi?

2. Cantitatea de clorat de potasiu care se consumă pentru a se obține 16 g de oxigen este: a) 61,25 g = 0,5 moli $KClO_3$; b) 40,83 g = 1/3 moli $KClO_3$; c) 81,66 g = 2/3 moli $KClO_3$.

3. Din 12,25 g clorat de potasiu se obține o cantitate (în grame și moli) de oxigen egală cu: a) 4,8 g și 0,15 moli O_2,; b) 48 g și 1,5 moli O_2; c) 3,2 g și 0,1 moli O_2.

4. Cîți moli de oxigen se obțin din 4 moli de apă oxigenată? a) 4 moli; b) 3 moli; c) 2 moli.

5. Din ce cantitate de apă oxigenată obținem 64 g oxigen? a) 136 g; b) 68 g; c) 272 g H_2O_2.

6. Comparați rezultatele obținute la temele 4 și 5. La ce concluzie ați ajuns?

4.4. Proprietățile fizice ale oxigenului

Urmărind cu atenție proprietățile gazului dezvoltat în experiențele precedente, se constată că oxigenul este incolor, fără gust și fără miros.

Este puțin mai dens decît aerul. Faptul că viețuitoarele acvatice pot trăi sub apă dovedește că oxigenul este parțial solubil în apă.

4.5. Proprietățile chimice ale oxigenului

Proprietățile chimice ale unui element sînt determinate de structura învelișului electronic al atomului. Atomul de oxigen, cu 6 electroni pe ultimul strat, se comportă ca un element cu caracter electronegativ, ca un nemetal.

În tendința de a ajunge la structura stabilă de octet a neonului, atomul din oxigen acceptă, în unele reacții, doi electroni, formînd ionul O^{2-}.



De exemplu, la formarea oxidului de calciu:

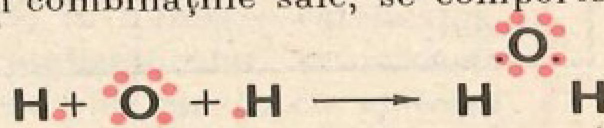
Ce tip de legătură chimică prezintă oxidul de calciu?



În acest caz electrovalența atomului de oxigen este —2.

În alte reacții chimice, atomul de oxigen poate pune în comun cu alte elemente 2 electroni, formînd astfel două covalențe, ca de exemplu la formarea apei (fig. 4.9). În consecință, oxigenul, în combinațiile sale, se comportă ca un element constant divalent.

Ce tip de legătură chimică prezintă molecula de apă?



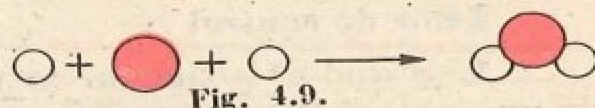


Fig. 4.9.

În stare liberă oxigenul se găsește sub forma unei substanțe simple, formată din molecule diatomice, O_2 (fig. 4.10).





Fig. 4.10.

Masa moleculară a oxigenului este 32.

Această valoare rezultă din următorul calcul artimetic:

$$M_{O_2} = A_O + A_O = 16 + 16 = 32$$

4.5.1. Arderile metalelor în oxigen

Substanțele simple și compuse ard în aer, datorită prezenței oxigenului în compoziția acestuia. Se poate deduce că aceste substanțe vor arde mai energic în oxigen curat.

Metale, ca de exemplu Na, Mg, Ca, Fe etc. pot arde în oxigen.

Atenție!

Sodiul se mînuiește cu foarte multă precauție, evitîndu-se orice atingere cu mîna și contactul cu apa.

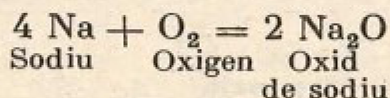
Sodiul se păstrează în petrol, deoarece cu apa reacționează energic.



Cu un cleşte de fier se extrage sodiul din petrol, se așază pe o placă de sticlă și se taie cu un cuțit o bucată cît bobul de grîu (restul sodiului se introduce din nou sub petrol). Se șterge bucata de sodiu cu o hîrtie de filtru și se așază cu o pensetă în lingura de ars. Prin încălzire, sodiul se aprinde și arde cu o flacără galbenă.

Se toarnă apă oxigenată într-un flacon de sticlă care conține puțin MnO_2 și se introduce repede lingura cu sodiul aprins în flacon (fig. 4.11). Ce observați?

Explicația fenomenelor. Sodiul continuă să ardă în oxigen cu flacără galbenă, luminoasă și flaconul se umple cu un fum alb de oxid de sodiu, alături de alți oxizi de sodiu.



$$\underset{\text{Sodiu}}{4\,Na} + \underset{\text{Oxigen}}{O_2} = \underset{\text{Oxid de sodiu}}{2\,Na_2O}$$

Considerați arderea potasiului în oxigen și scrieți ecuația reacției chimice.

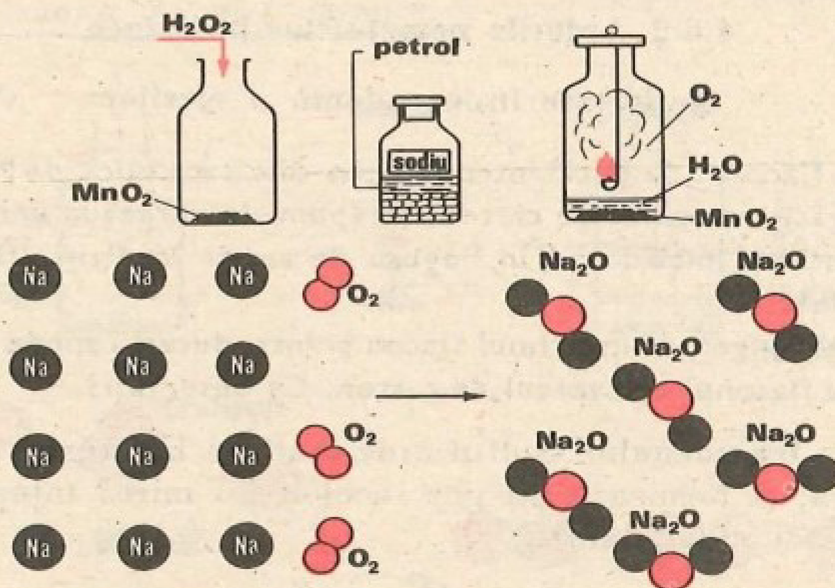


Fig. 4.11. Arderea sodiului în oxigen

Un alt metal care arde energic în oxigen este magneziul.



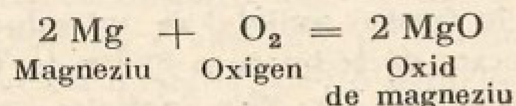
Activitate independentă a elevilor

Într-un flacon de sticlă introduceţi o cantitate mică de dioxid de mangan, MnO_2. Turnaţi puţină apă oxigenată. Aprindeţi o panglică de magneziu, prinsă de o sîrmă, care trece printr-un capac de carton şi introduceţi-o în flacon astfel încît capacul să-l acopere.

Ce observaţi? Descrieţi toate procesele şi transformările care au loc.

Explicaţia fenomenelor. Magneziul arde cu o flacără orbitoare, iar cilindrul se umple cu un fum alb de oxid de magneziu (fig. 4.12).

Considerati arderea aluminiului în oxigen. Scrieţi ecuaţia reacţiei chimice.



$$2\,Mg + O_2 = 2\,MgO$$

Magneziu — Oxigen — Oxid de magneziu

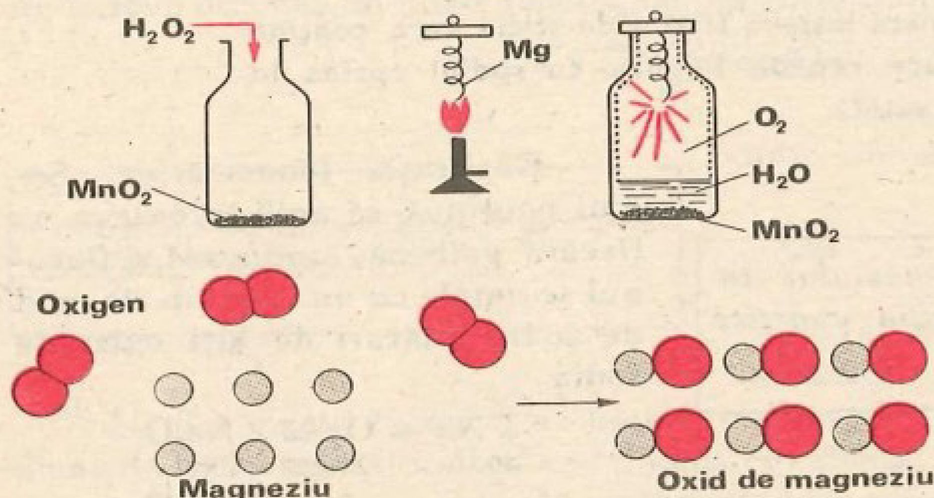
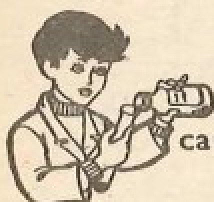


Fig. 4.12. Arderea magneziului în oxigen

4.5.2. Arderile nemetalelor în oxigen

Activitate independentă a elevilor

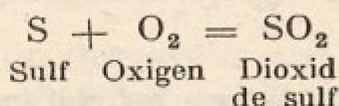


1. În două flacoane de sticlă introduceţi o cantitate mică de MnO_2. Pentru fiecare flacon pregătiţi un capac de carton, străpuns de vergeaua unei linguri de ars.

Luaţi o cantitate mică de sulf în lingura de ars şi încălziţi (fig. 4.13). Cu ce flacără arde sulful?

Turnaţi apă oxigenată în primul flacon şi introduceţi repede lingura cu sulful aprins, închizînd flaconul cu capacul de carton. Ce observaţi?

Explicaţia fenomenului. Sulful arde mai viu în oxigen, decît în aer, cu flacără albastră, şi formează un gaz incolor, cu miros înţepător, cunoscut sub numele de dioxid de sulf:



$$S + O_2 = SO_2$$

Sulf — Oxigen — Dioxid de sulf

A t e n ţ i e!

Nu inspiraţi dioxidul de sulf întrucît este dăunător organismului.

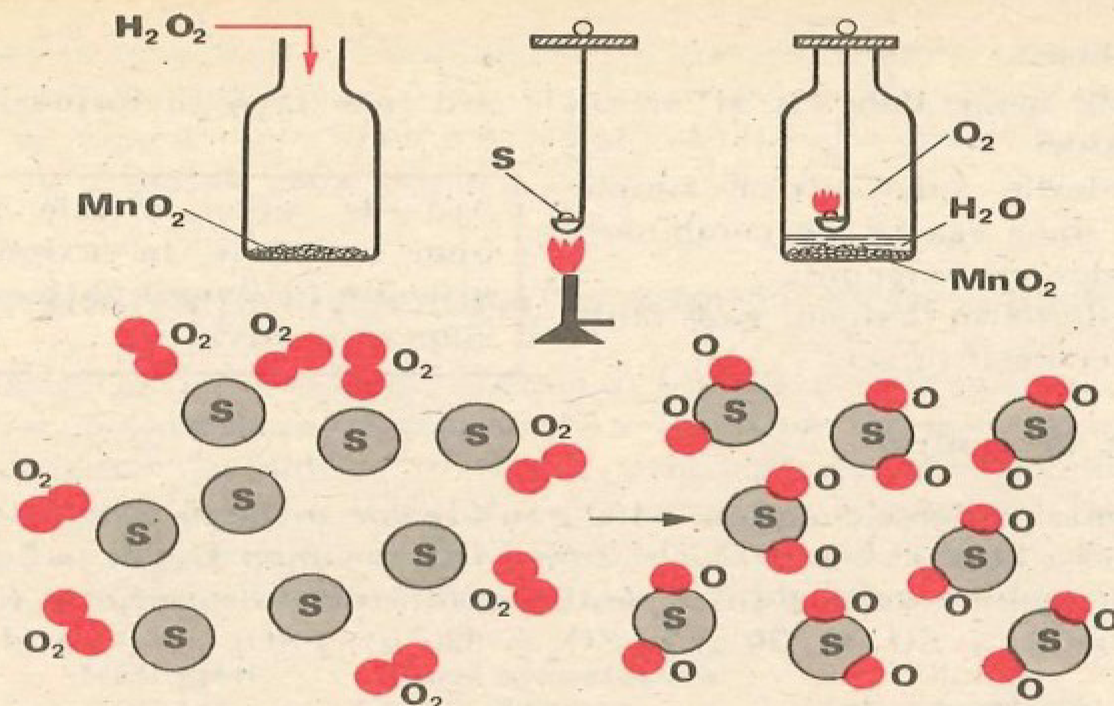


Fig. 4.13. Arderea sulfului în oxigen

2. Avînd drept model arderea sulfului și imaginea din figura 4.14, executați arderea carbonului în oxigen, folosind al doilea flacon de sticlă dintre cele pregătite la început. Ce procese au loc?

Explicația fenomenului. Carbonul, reacționînd cu oxigenul, formează dioxidul de carbon, care este un gaz incolor, fără miros și care nu întreține arderea.

Considerați arderea fosforului în oxigen. Scrieți ecuația reacției chimice.



$$C + O_2 = CO_2$$

Carbon Oxigen Dioxid de carbon

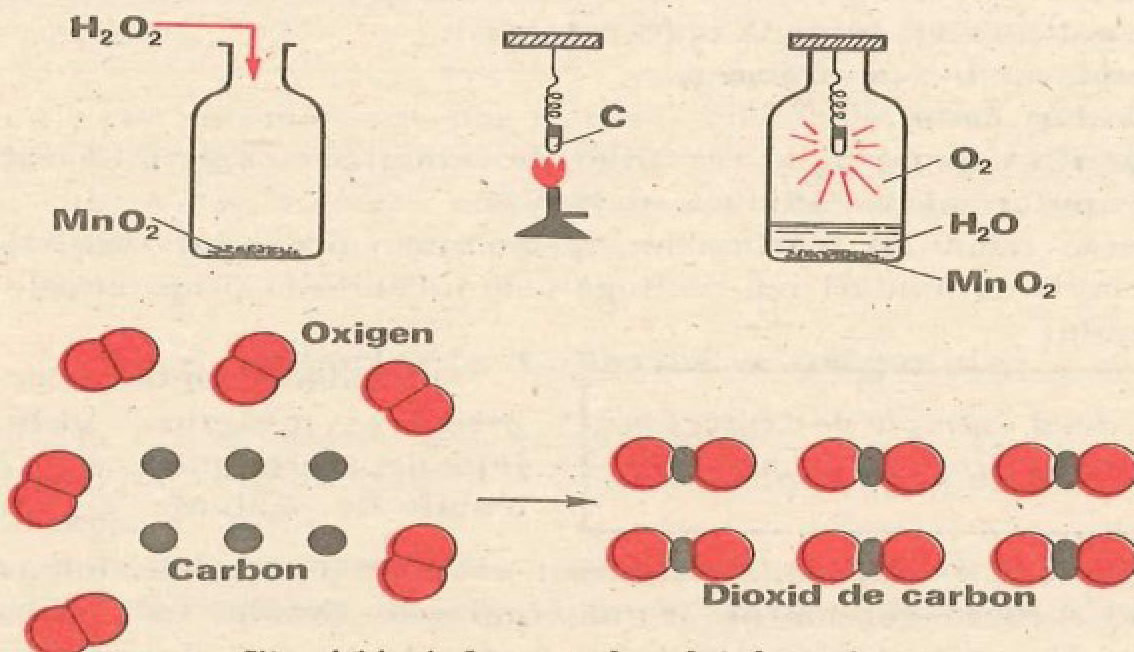


Fig. 4.14. Arderea carbonului în oxigen

Concluzii:

— atît nemetalele cît și metalele ard în oxigen și formează oxizii corespunzători;

— arderile substanțelor simple corespund unor reacții de combinare a elementelor cu oxigenul;

— arderile în oxigen sînt mult mai energice decît în aer.

Arderile unor metale și ale unor nemetale în oxigen sînt utilizate în scopul obținerii oxizilor respectivi.

Teme de control

1. Pentru arderea completă a 160 g sulf se vor consuma x moli de oxigen. Valoarea lui x este: a) 2 moli O_2; b) 3 moli O_2; c) 4 moli O_2; d) = 5 moli O_2.

2. Ce produs rezultă și în ce cantitate, din reacția specificată în problema precedentă: a) SO_3 și 320 g; b) SO_2 și 320 g; c) SO_2 și 400 g; d) SO_3 și 400 g.

3. Prin arderea sodiului în aer s-au consumat 16 g oxigen. Cantitatea de oxid de sodiu rezultată este: a) 31 g; b) 93 g; c) 62 g; d) 46 g.

4. Cum se explică faptul că la arderea sodiului în oxigen 4 moli de sodiu consumă 1 mol de oxigen, iar la arderea magneziului în oxigen, 2 moli de magneziu consumă 1 mol de oxigen?

4.6. Reacțiile de oxidare și clasificarea lor

Reacția chimică prin care o substanță se combină cu oxigenul este o *reacție de oxidare*.

După intensitatea efectelor calorice și luminoase care însoțesc oxidările, acestea se pot împărți în două mari categorii:

— oxidări vii sau arderi și

— oxidări lente.

Oxidările vii corespund reacțiilor de combinare care sînt însoțite de o dezvoltare puternică de căldură și lumină.

Arderea lemnului, cărbunelui, petrolului, alcoolului constituie doar cîteva exemple de oxidări vii, pe lîngă cele întîlnite la proprietățile chimice ale oxigenului.

Dați cîte două exemple de oxidări vii și lente întîlnite în lecțiile anterioare.

Oxidările lente au loc la temperatura mediului înconjurător, fără degajarea unei cantități apreciabile de căldură.

Exemple de oxidări lente întîlnite în viața de toate zilele sînt: rîncezirea grăsimilor, coclirea vaselor de aramă, ruginirea fierului etc. Fierul în aer umed se oxidează lent, acoperindu-se cu un strat poros de rugină, al cărei

constituent principal este oxidul de fier. Ruginirea fierului este un fenomen dăunător, întrucît, în timp, ajunge să macine complet obiectele atacate. De aceea se impune o protejare a obiectelor de fier, fie prin vopsire, fie prin acoperire cu materiale inoxidabile.

4.7. Utilizările oxigenului în tehnică și în industrie

Oxigenul își găsește largi utilizări în tehnică și în industrie.

Astfel, proprietatea oxigenului de a întreține arderea este utilizată la obținerea flăcării oxihidrice (obținută prin arderea hidrogenului într-un curent de oxigen). Aceasta dezvoltă temperaturi de peste 3000°C. Dispozitivul folosit pentru obținerea flăcării oxihidrice este prezentat schematic în figura 4.15. Suflătorul oxihidric este folosit la tăierea, topirea sau sudarea metalelor*.



Fig. 4.15. Suflătorul oxihidric

• Datorită caracterului său oxidant, oxigenul își găsește o largă utilizare în industria siderurgică, la obținerea fontei și oțelului, precum și în industria chimică, la fabricarea acidului sulfuric H_2SO_4, acidului azotic HNO_3, explozivilor etc.

Rezumați într-o schemă simplă utilizările oxigenului.

Fiind un element indispensabil vieții, oxigenul amestecat cu 5% CO_2 este folosit în medicină — oxigenoterapie — în cazul intoxicațiilor cu gaze vătămătoare sau în cazul bolilor de inimă. Cei ce lucrează într-o atmosferă săracă în oxigen (galerii subterane, mari altitudini), sau în mediu subacvatic, folosesc măști speciale, alimentate cu oxigen dintr-o butelie de oțel cu pereții rezistenți (vezi figura 4.3).

4.8. Importanța biologică a oxigenului

Arderile din organism sînt oxidări lente.

Din punct de vedere biologic, oxigenul prezintă o importanță deosebită, fiind indispensabil vieții.

Oxigenul din aer, inspirat de animale, reacționează cu hemoglobina din sînge, formînd oxihemoglobina, substanță care transportă oxigenul în țesuturi.

* În clasele superioare veți învăța și despre un alt tip de suflător, cel oxiacetilenic.

Aici, oxihemoglobina eliberează oxigenul, iar acesta produce oxidări lente, care asigură corpului animalelor energia necesară vieții.

Omul consumă în medie 20 l de oxigen pe oră. Rezultă de aici că proporția de oxigen din aer ar trebui să se micșoreze continuu. Asimilația clorofiliană a plantelor este însă un proces în care plantele își sintetizează substanțele necesare dezvoltării lor, din apă și din dioxid de carbon, sub influența luminii, eliminînd oxigen.

Astfel, se menține constantă cantitatea de oxigen din aer. În natură se realizează un circuit continuu al oxigenului.

Figura 4.16. vă furnizează și alte informații cu privire la procesele care contribuie la realizarea circuitului oxigenului în natură. Care sînt acestea?

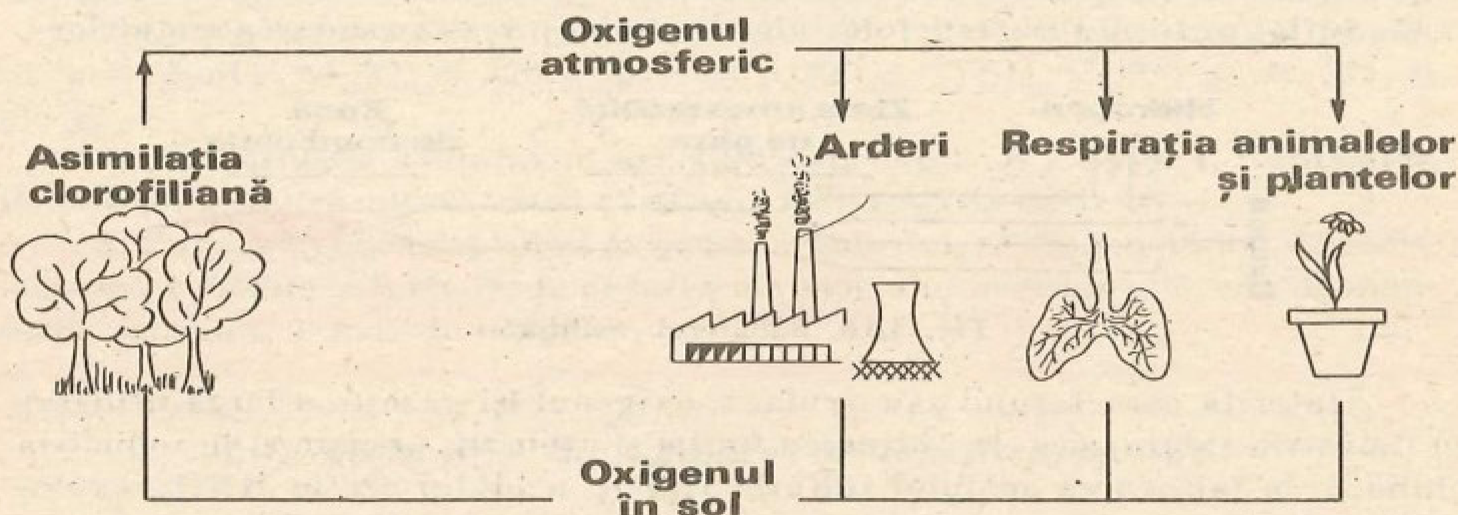


Fig. 4.16. Circuitul oxigenului în natură

Din capitolul „*Oxigenul*" rețineți:

1. Structura atomului de oxigen: $^{A=16}_{Z=8}O$

1.1. Nucleul cuprinde Z protoni, deci $8_{+1}^{1}p$ și $A - Z$ neutroni $^{1}_{0}n$, deci $16 - 8 = 8^{1}_{0}n$.

1.2. Învelișul electronic are Z electroni, deci $8_{-1}^{0}e^{-}$ repartizați astfel: $K \rightarrow 2e^{-}$ și $L \rightarrow 6e^{-}$.

2. Consecințele structurii atomului:

2.1. Este situat în perioada a 2-a, grupa a VI-a.

2.2. Este constant divalent: electrovalența —2 și covalența 2.

2.3. Are caracter electrochimic electronegativ.

2.4. Are caracter chimic nemetalic.

2.5. Are molecula diatomică: O_2.

3. Starea naturală:

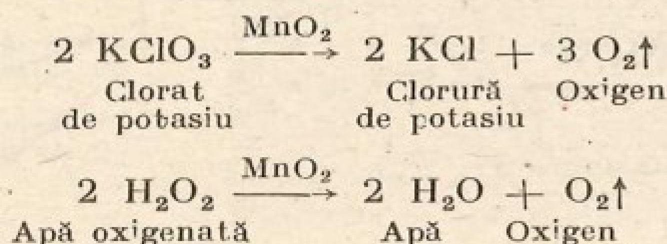
3.1. Se găsește în stare liberă în aer, 20 % (în volume).

3.2. Se găsește sub formă combinată: apă, oxizi, săruri oxigenate și substanțe organice.

4. Prepararea:

4.1. Industrială — electroliza apei alcalinizate; oxigenul se degajă la anod.

4.2. De laborator — descompunerea catalitică a substanțelor oxigenate.



$$2\ KClO_3 \xrightarrow{MnO_2} 2\ KCl + 3\ O_2\uparrow$$

Clorat de potasiu — Clorură de potasiu — Oxigen

$$2\ H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} 2\ H_2O + O_2\uparrow$$

Apă oxigenată — Apă — Oxigen

5. Proprietățile fizice: Gaz, fără gust, fără culoare, fără miros și parțial solubil în apă.

6. Proprietăți chimice: Reacționează direct cu elementele pentru a forma oxizi.

6.1. Cu metalele: $4\ Na + O_2 = 2\ Na_2O$ Oxid de sodiu

$2\ Mg + O_2 = 2\ MgO$ Oxid de magneziu

$4\ Al + 3\ O_2 = 2\ Al_2O_3$ Oxid de aluminiu

6.2. Cu nemetalele: $2\ H_2 + O_2 = 2\ H_2O$ Apă

$S + O_2 = SO_2$ Dioxid de sulf

$C + O_2 = CO_2$ Dioxid de carbon

Reacțiile chimice în care o substanță se combină cu oxigenul se numesc *reacții de oxidare*.

Reacțiile de oxidare pot fi: *vii (arderi)* însoțite de lumină și căldură puternică;
lente, fără degajare apreciabilă de căldură.

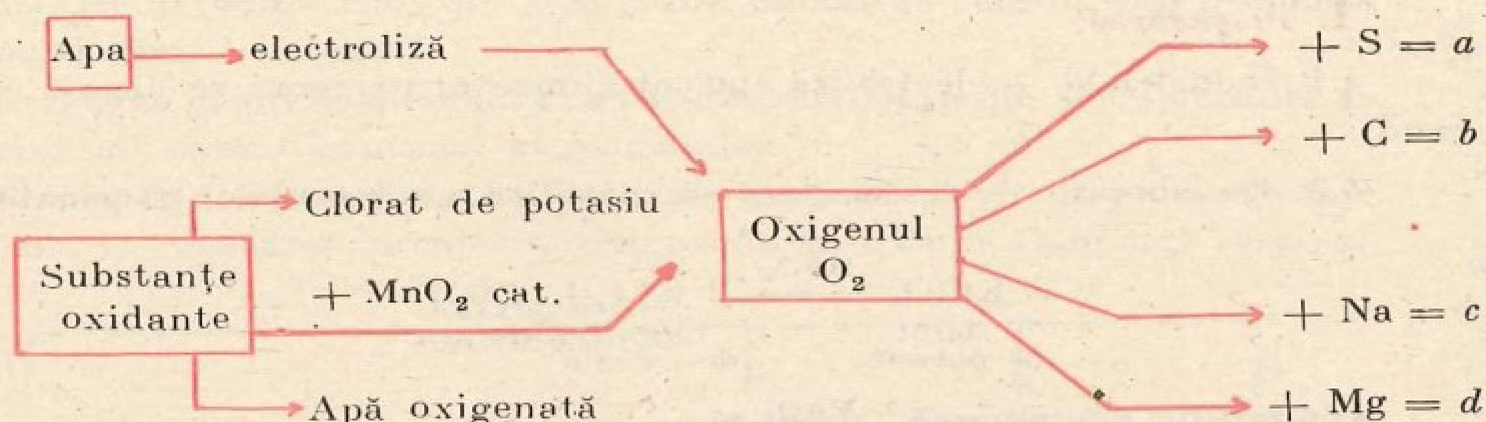
7. Importanța și utilizările:

7.1. Întreține viața pe Pămînt.

7.2. Se folosește la — flacăra oxihidrică;
— obținerea fontei, oțelului și oxizilor;
— oxigenoterapie, în medicină.

Probleme recapitulative

O parte din metodele de obţinere şi proprietăţile chimice ale oxigenului pot fi rezumate conform schemei de mai jos:



Folosind această schemă răspundeţi la următoarele întrebări:

1. Care sînt materiile prime utilizate pentru obţinerea oxigenului?

2. Cîte categorii de substanţe simple se pot arde în oxigen?

3. Ce substanţe corespund literelor *a*, *b*, *c* şi *d*?

4. Care sînt ecuaţiile reacţiilor chimice cuprinse în schemă?

5. Cărui tip de reacţie corespund arderile în oxigen?

6. Ce tip de legături chimice prezintă substanţele *c* şi *d*?

7. Cum se poate obţine teoretic dioxidul de carbon, pornind de la apă oxigenată?

8. Cum se poate obţine substanţa *a* pornind de la cloratul de potasiu?

9. Cum se poate obţine oxidul de magneziu, avînd la dispoziţie apă, energie electrică, o panglică de magneziu şi ustensilele de laborator necesare?

10. Cît carbon se poate arde în 96 g oxigen? Exprimaţi răspunsul în moli şi în grame. a) 72 g = 6 moli; b) 36 g = 3 moli; c) 96 g = 8 moli; d) 36 g = 4 moli.

11. Cîţi moli de sulf se pot arde în oxigenul obţinut prin descompunerea catalitică a 68 g apă oxigenată pură? Cîte grame de dioxid de sulf rezultă? a) 2 moli S şi 128 g SO_2; b) 1 mol S şi 128 g SO_2; c) 1 mol S şi 64 g SO_2; d) 2 moli S şi 64 g SO_2.

12. Propuneţi şi rezolvaţi 3 exerciţii teoretice şi 3 probleme folosind schema de mai sus.

13. Completaţi şirurile orizontale şi verticale din figura 4.17 folosind informaţiile de la pagina 113:

Orizontal:

1. Substanță chimică, care are rolul de a accelera o reacție.
2. Substanță oxidantă, cunoscută sub numele de apă ....
3. Metal, care arzînd în oxigen, formează oxid de magneziu.
4. Sodiul, sub altă denumire.
5. Oxigenul + ... = apă (articulat).
6. Procedeu utilizat pentru obținerea oxigenului, atît în laborator, cît și în industrie.
7. Procesul suferit de sodiu atunci cînd se unește cu oxigenul.
8. Procesul invers oxidării.
9. Substanță capabilă să cedeze oxigen.

Vertical:

1. Element din grupa a VI-a principală (articulat).
2. Substanță cu rol invers oxidantului.

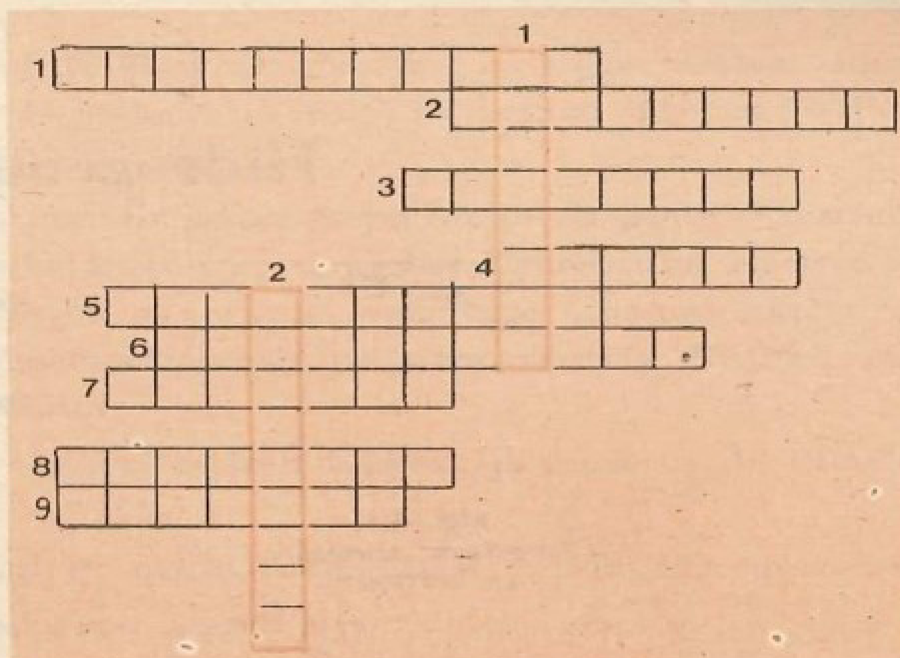
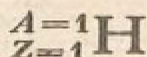


Fig. 4.17. Rebus chimic

5

Hidrogenul



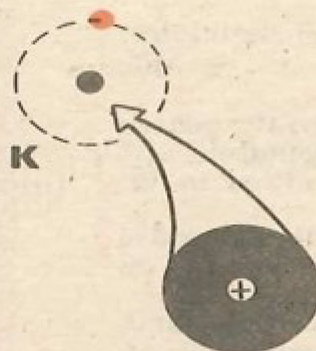


Fig. 5.1. Structura atomului de hidrogen

5.1. Structura atomului de hidrogen

Hidrogenul are numărul atomic $Z = 1$, numărul de masă $A = 1$ și ocupă primul loc în sistemul periodic al elementelor.

Atomul de hidrogen conține un proton în nucleu și un electron în învelișul electronic. În consecință, el prezintă o stabilitate redusă și tinde să formeze molecule de hidrogen, în care doi atomi își pun în comun cîte un electron (fig. 5.2)

Ce tip de legătură corespunde moleculei de hidrogen?



Fig. 5.2



Stabilitatea moleculei de hidrogen este mai mare decît cea a atomului de hidrogen și de aceea, în stare liberă, hidrogenul se găsește numai sub formă moleculară H_2.

5.2. Starea naturală a hidrogenului

Hidrogenul se găsește *în stare liberă* în cantități foarte reduse. *Sub formă combinată* se găsește însă în aproape toate substanțele organice (metan, petrol, cauciuc, amidon, grăsimi etc.).

Comparați starea naturală a hidrogenului cu cea a oxigenului.

5.3. Obţinerea hidrogenului

Pornind de la principiul de bază că industria îşi alege materii prime dintre cele mai ieftine şi uşor de prelucrat, rezultă că, pentru obţinerea industrială a hidrogenului, va fi folosită apa.

Apa constituie practic o materie primă inepuizabilă; ea poate fi descompusă atît în industrie cît şi în laborator cu ajutorul curentului electric în elementele componente: hidrogen şi oxigen (vezi cap. 4, paragraful 4.3). Hidrogenul obţinut pe cale electrolitică este de mare puritate (99,9%), dar procedeul este destul de costisitor.

În industrie hidrogenul obţinut se îmbuteliază sub presiune, în cilindri rezistenţi de oţel.

În laborator, hidrogenul se poate obţine însă şi prin alte procedee:

— acţiunea metalelor alcaline asupra apei;

— acţiunea acizilor asupra metalelor.

5.3.1. Acţiunea metalelor alcaline asupra apei

Demonstraţie experimentală



Cu precauţiile prevăzute în paragraful 4.5.1. se taie o bucată de sodiu cît un bob de grîu şi se aşază cu grijă pe suprafaţa apei dintr-un cristalizor (fig. 5.3, a). Se acoperă cristalizorul cu o pîlnie de sticlă şi se urmăreşte desfăşurarea reacţiei de la distanţă. Ce observaţi?

Se repetă experienţa, localizînd sodiul pe suprafaţa apei, plasîndu-l pe o hîrtie de filtru.

Ce fenomen diferit are loc în acest ultim caz (b)?

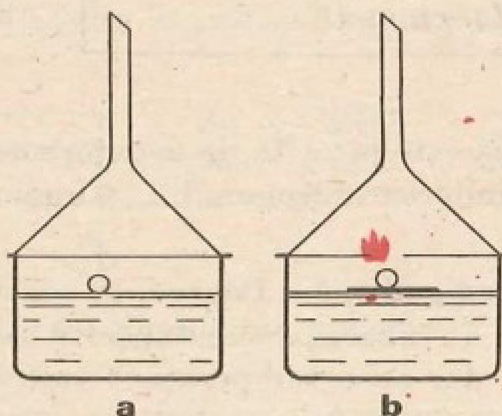


Fig. 5.3. Obţinerea hidrogenului prin reacţia sodiului cu apa

Atenţie!

Se interzice efectuarea acestei experienţe într-un vas neacoperit, deoarece, la sfîrşitul reacţiei, picături mici de sodiu topit şi soluţie fierbinte sînt împroşcate în toate direcţiile.

După încetarea reacţiei, se adaugă în apa din cristalizor 4—5 picături de soluţie de turnesol. Ce observaţi?



Turnesolul este o substanţă violetă, care în mediu bazic, se colorează în albastru, iar în mediu acid, în roşu. Avînd rolul de a arăta caracterul acid sau bazic al unei soluţii, turnesolul se numeşte indicator. În afară de turnesol, se cunosc şi alţi indicatori, care vor fi studiaţi mai tîrziu.

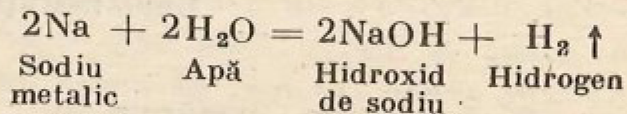
Explicaţia fenomenelor

Sodiul reacţionează energic cu apa, se topeşte şi se transformă într-o sferă mică argintie, care alunecă dezordonat pe suprafaţa apei.

— În urma reacţiei, în soluţie se formează o bază, cunoscută sub denumirea de *hidroxid de sodiu* NaOH*, care colorează indicatorul în albastru.

— Concomitent, se dezvoltă şi hidrogen, conform ecuaţiei reacţiei chimice:

Scrieţi, prin analogie, ecuaţia reacţiei potasiului cu apa.



$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$$

Sodiu metalic — Apă — Hidroxid de sodiu — Hidrogen

— Reacţia este însoţită de degajare de căldură, ceea ce provoacă topirea sodiului şi aprinderea hidrogenului, atunci cînd sodiul este localizat la suprafaţa apei.

— Culoarea galbenă a flăcării, în acest caz, se datorează prezenţei vaporilor de sodiu. În absenţa substanţelor străine, hidrogenul arde cu flacără albastră, pală, dar cu o temperatură ridicată.

5.3.2. Acţiunea acizilor asupra metalelor

În laborator, hidrogenul se obţine, în mod curent, prin acţiunea acizilor asupra metalelor (de exemplu: zinc, magneziu, fier etc.).

* Să ne reamintim că denumirea tehnică a hidroxidului de sodiu este soda caustică.

Într-o eprubetă luaţi 1—2 granule de zinc, Zn. Adăugaţi soluţie de acid clorhidric, HCl (fig. 5.4, a). Observaţi, cu atenţie, fenomenele care au loc. Plasaţi eprubeta în stativ. Încercaţi natura gazului dezvoltat, cu un chibrit aprins (fig. 5.4, b.)

Ce gaz s-a dezvoltat?

A t e n ţ i e! Dacă pentru obţinerea hidrogenului se foloseşte o instalaţie oricît de simplă, şi nu o eprubetă, hidrogenul degajat nu se va aprinde niciodată la capătul tubului de culegere, fără o prealabilă cercetare a purităţii acestuia, deoarece urme de oxigen, sau aer, aflate în aparat, pot produce explozii puternice.

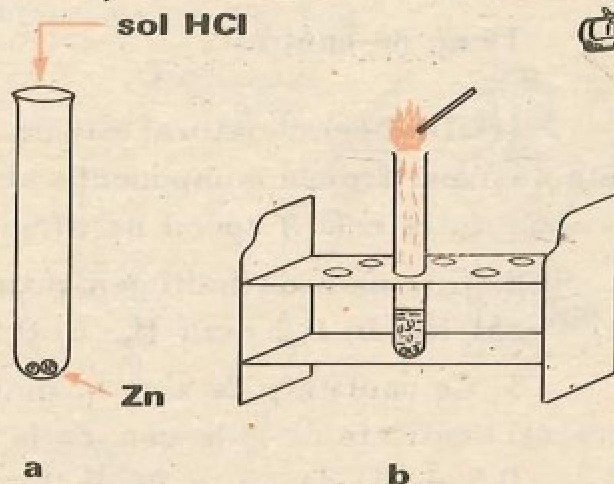
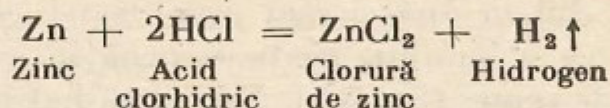


Fig. 5.4. Obţinerea hidrogenului prin acţiunea acidului clorhidric asupra zincului

Puritatea hidrogenului se verifică culegîndu-l într-o eprubetă şi aprinzîndu-l. Aprinderea fără explozie şi arderea liniştită a conţinutului eprubetei probează existenţa hidrogenului curat, fără urme de oxigen.

Explicaţia fenomenelor. Prin acţiunea acidului clorhidric, HCl asupra zincului, Zn rezultă, aşa cum se ştie din capitolul 3, paragraful 3.3.3, clorură de zinc şi hidrogen.

Stabiliţi ce produşi se obţin prin tratarea magneziului cu acidul clorhidric.



$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

Zinc — Acid clorhidric — Clorură de zinc — Hidrogen

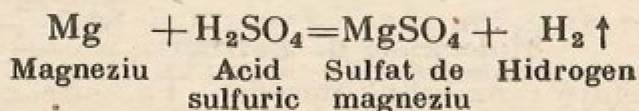
La apropierea flăcării, hidrogenul degajat se aprinde cu o uşoară pocnitură şi arde cu o flacără albăstruie.

Luaţi într-o eprubetă o panglică de magneziu. Aranjaţi eprubeta în stativ şi cu o pipetă lăsaţi să picure 10—15 picături de soluţie diluată de acid sulfuric peste panglica de magneziu. Urmăriţi cu grijă reacţia produsă şi încercaţi natura gazului dezvoltat cu un chibrit aprins.

Ce observaţi?

Explicaţia fenomenelor. Prin acţiunea acidului sulfuric asupra magneziului, rezultă sulfatul de magneziu şi o degajare abundentă de hidrogen.

Stabiliţi ce produşi se obţin prin tratarea aluminiului cu acidul sulfuric.



$$Mg + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2\uparrow$$

Magneziu — Acid sulfuric — Sulfat de magneziu — Hidrogen

Din cele două exemple date, rezultă că hidrogenul se poate obține prin acțiunea acizilor (de ex. HCl, H_2SO_4) asupra metalelor electropozitive (de ex: Zn, Mg, Al, Fe).

Teme de control

1. Hidrogenul natural este un amestec de trei izotopi: ^1_1H; ^2_1D și ^3_1T. Stabiliți particulele componente ale atomilor respectivi; asemănările și deosebirile între cele 3 specii de atomi.

2. Cîți moli de hidrogen rezultă în urma reacției apei cu 4,6 g sodiu? a) 1 mol H_2; b) 0,2 moli H_2; c) 0,1 moli H_2; d) 0,5 moli H_2.

3. Ce cantitate de zinc în moli și în grame se consumă pentru a obține aceeași cantitate de hidrogen, ca la tema 2? a) 65 g Zn; b) 13 g Zn; c) 32,5 g Zn = 0,5 moli; d) 6,5 g Zn = 0,1 moli.

4. Se tratează 72 g magneziu cu o soluție de acid sulfuric. Cantitatea de hidrogen degajată este: a) 6 g = 2 moli; b) 6 g = 3 moli; c) 3 g = 6 moli; d) 8 g = 4 moli.

5.4. Proprietățile fizice ale hidrogenului

În timpul preparării hidrogenului au putut fi observate unele din proprietățile sale fizice, și anume: este un gaz incolor, fără miros, fără gust, insolubil în apă și mai ușor decît aerul. Densitatea hidrogenului, raportată la cea a aerului, poate fi pusă în evidență prin barbotarea lui într-o soluție de săpun (fig. 5.5). Faptul că baloanele de săpun, care s-au umplut cu hidrogen, se ridică repede în aer, probează că acesta este mult mai ușor decît aerul. Determinări precise au arătat că hidrogenul este aproximativ de 14,5 ori mai ușor decît aerul.

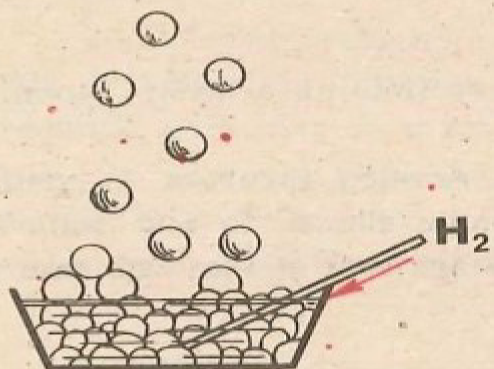


Fig. 5.5. Umplerea baloanelor de săpun cu hidrogen

Avînd densitate foarte mică, hidrogenul este folosit la umplerea baloanelor și radiosondelor, dispozitive utilizate în meteorologie pentru a ridica la înălțimi mari diferite aparate care înregistrează automat temperatura, presiunea și umiditatea aerului.

Moleculele de hidrogen, datorită masei lor reduse, pot străbate cu ușurință membrane poroase. Fenomenul este cunoscut sub numele de *difuziune*.

Demonstrație experimentală

O eprubetă, menținută cu gura în jos, se umple cu hidrogen preparat din zinc și acid clorhidric și se astupă cu o hîrtie de filtru umezită (fig. 5.6).

Se răstoarnă eprubeta și se apropie o flacără de gura acesteia. Aprinderea hidrogenului deasupra hîrtiei de filtru demonstrează difuziunea lui prin porii acesteia.

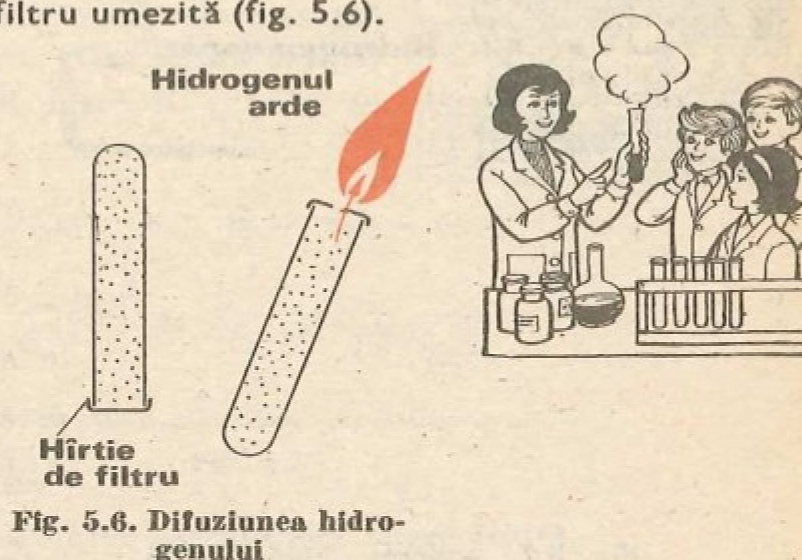


Fig. 5.6. Difuziunea hidrogenului

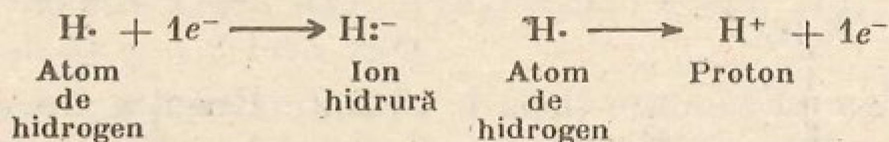
> *Prezentați proprietățile fizice ale hidrogenului, prin comparație cu cele ale oxigenului.*

5.5. Proprietățile chimice ale hidrogenului

Proprietățile chimice ale hidrogenului sînt determinate de existența unui singur electron în învelișul electronic al atomului.

În cele mai multe reacții chimice, atomul de hidrogen ajunge la structura stabilă de dublet a heliului, punînd în comun electronul său cu electronul altui element. Așa se întîmplă, de exemplu, la formarea legăturilor covalente polare în cazul apei, H_2O (v. fig. 4.9), a acidului clorhidric, HCl etc.

În unele cazuri atomul de hidrogen poate accepta sau ceda un electron transformîndu-se astfel în ionii respectivi: ionul hidrură $H:^-$ și protonul H^+.



În toate combinațiile, atomul de hidrogen este constant monovalent.

5.5.1. Reacția de combinare a hidrogenului cu oxigenul

Cea mai importantă proprietate chimică a hidrogenului este afinitatea sa mare față de oxigen. Aceasta se manifestă atît asupra oxigenului liber, cît și asupra celui cuprins în diferite combinații chimice. Combinarea hidrogenului cu oxigenul conduce la formarea apei.



Fig. 5.7. Arderea hidrogenului sub un clopot de sticlă →

Demonstrație experimentală

1. În laborator, formarea apei se poate demonstra prin arderea, sub un clopot de sticlă (sau un pahar Berzelius), a hidrogenului uscat obținut în experiența de la pagina 117 (Zn+HCl) (fig. 5.7).

Ce observați?

Explicația fenomenului. În urma arderii hidrogenului în oxigenul din aer, se formează apă, H_2O (fig. 5.8).

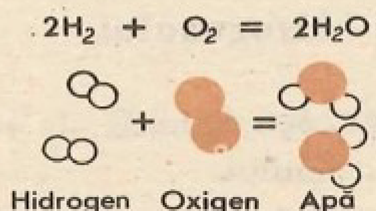
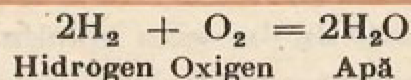


Fig. 5.8.

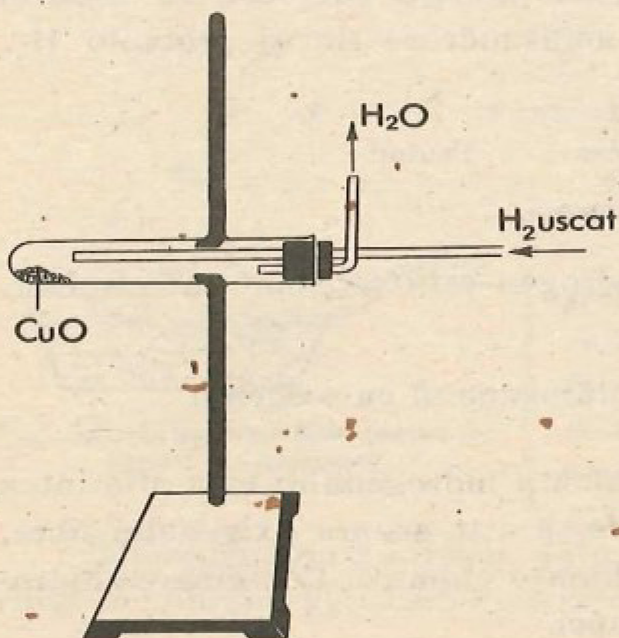
Avînd proprietatea de a arde, hidrogenul este folosit în industrie drept combustibil, singur sau în amestec cu alte gaze, ca metanul, monoxidul de carbon etc.



La început, clopotul se umple cu o ceață densă, iar apoi, vaporii de apă se condensează pe pereții reci ai clopotului. După un timp, picăturile de apă se preling pe pereți și pot fi culese într-un vas (fig. 5.7).

5.5.2. Reacția de reducere

În paragraful precedent s-a specificat că hidrogenul poate scoate oxigenul din diferite substanțe compuse. Această proprietate poate fi pusă în evidență cu ajutorul instalației din figura 5.9.



← Fig. 5.9. Reducerea oxidului de cupru cu hidrogen

Demonstrație experimentală



În eprubeta greu fuzibilă, în care se găsește oxidul de cupru (substanță solidă, de culoare neagră), se introduce un curent puternic de hidrogen uscat. După ce aerul a fost complet evacuat din întregul dispozitiv, se încălzește puternic oxidul de cupru. Masa solidă devine, în scurt timp, incandescentă, iar prin capătul liber al tubului se evacuează un curent abundent de vapori de apă.

Explicați acțiunea hidrogenului asupra oxidului de fier (III) Fe_2O_3. *Scrieți ecuația reacției chimice corespunzătoare.*



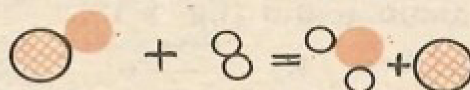


Fig. 5.10.

Dezvoltarea vaporilor de apă și transformarea substanței negre (CuO) într-o pulbere arămie (Cu) confirmă desfășurarea reacției conform ecuației de mai sus.

Fenomenul de extragere a oxigenului din oxizi sau alți compuși oxigenați, de către hidrogen sau alte elemente avide de oxigen (Al, Mg, Ca), se numește reducere.

Acțiunea hidrogenului asupra oxidului de cupru este deci o reacție de reducere, cunoscută sub denumirea de „reducerea oxidului de cupru cu hidrogen".

Hidrogenul, datorită marii afinități față de oxigen, se folosește ca agent reducător, atît în laborator, cît și în industrie.

Teme de control

1. Cantitatea (în grame și moli) de apă rezultată prin arderea a 8 g hidrogen este: a) 36 g = 2 moli H_2O; b) 72 g H_2O = 4 moli H_2O; c) 144 g = = 8 moli H_2O; d) 54 g = 3 moli H_2O.

2. Cantitatea de oxigen (în grame și moli) utilizată în cazul reacției din problema **1** este: a) 32 g=1 mol O_2; b) 64 g=2 moli O_2; c) 96 g=3 moli O_2; d) 128 g = 4 moli O_2.

3. Cantitatea de hidrogen necesară pentru a reduce 2 moli de oxid de fier (III) este: a) 12 g H_2; b) 6 g H_2; c) 2 moli H_2; d) 4 moli H_2.

4. Hidrogenul consumat pentru reducerea a 6 moli de oxid de cupru (II) este: a) 6 moli H_2 și 6 g H_2; b) 3 moli H_2=6 g H_2; c) 6 moli H_2=18 g H_2; d) 6 moli H_2 = 12 g H_2.

5. Comparați rezultatele obținute la problemele **3** și **4** și explicați aceste valori.

6. Care din ecuațiile reacțiilor de mai jos sînt greșite sau incomplete?


a) $H_2 + S \rightarrow H_2S$


c) $H_2 + CuO \rightarrow H_2O + Cu$


b) $H_2 + H_2O \rightarrow O_2 + 2H_2$


d) $H_2 + Fe_2O_3 \rightarrow Fe + H_2O$

Scrieți corect ecuațiile reacțiilor posibile.

5.6. Alte utilizări ale hidrogenului

Pe lîngă utilizările menționate în paragrafele 5.4 și 5.5, hidrogenul se mai folosește în industria chimică, la sinteza acidului clorhidric (v. fig. 3.5) și a amoniacului (fig. 5.11).

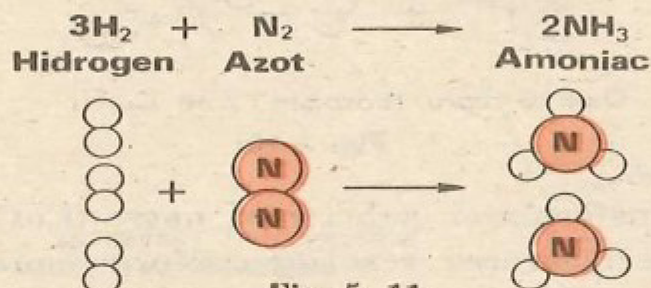


Fig. 5. 11.

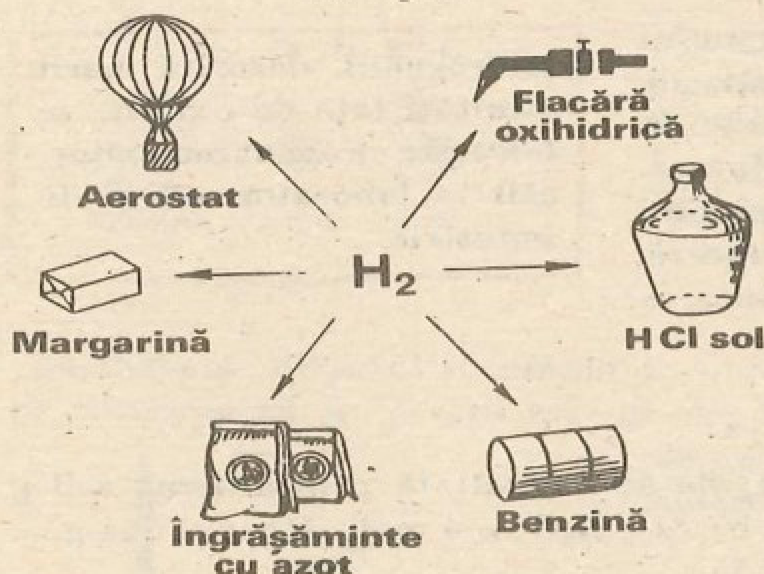


Fig. 5.12. Utilizările hidrogenului

În țara noastră, obținerea acidului clorhidric din elemente se realizează la Govora, Onești, Turda etc., iar sinteza amoniacului la Craiova, Roznov, Tîrgu Mureș etc.

Hidrogenul lichid constituie, de asemenea, combustibilul rachetelor cosmice și combustibilul viitorului pentru vehiculele nepoluante.

Proprietatea hidrogenului de a arde cu o flacără a cărei temperatură este foarte ridicată și-a găsit aplicație în tehnică la tăierea și sudarea metalelor (vezi suflătorul oxihidric, fig. 4.15).

Ce alte utilizări ale hidrogenului deduceți din figura 5.12?

Din capitolul „*Hidrogenul*" rețineți:

1. Stuctura atomului de hidrogen: $^{A=1}_{Z=1}H$

1.1. Nucleul cuprinde un proton $^{1}_{+1}p$.

1.2. Învelișul electronic are un electron $^{0}_{-1}e$ pe stratul K.

2. Consecințele structurii atomului:

2.1. Ocupă primul loc în sistemul periodic al elementelor.

2.2. Este constant monovalent, avînd covalența 1 și electrovalența —1 și +1.

2.3. Este un nemetal.

2.4. Are molecula diatomică: H_2.

3. Starea naturală:

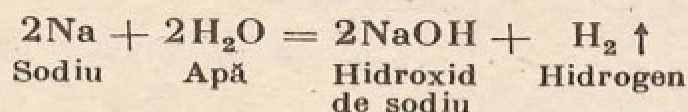
3.1. În stare liberă hidrogenul se găsește în jurul astrelor.

3.2. În stare combinată se găsește atît în compuși anorganici (apă, acizi etc.), cît și în compuși organici (metan, gaze de sondă, petrol, alcool etc.).

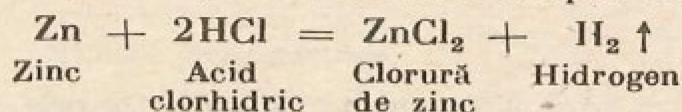
4. Prepararea:

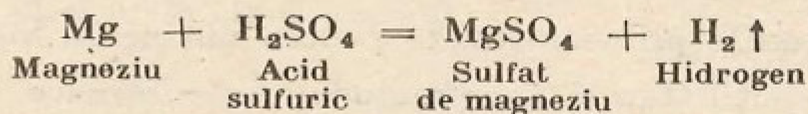
4.1. Industrială: electroliza apei alcalinizate: hidrogenul se degajă la catod.

4.2. De laborator: 4.2.1. acțiunea metalelor alcaline asupra apei:



4.2.2. acțiunea acizilor asupra metalelor:





5. Proprietățile fizice: Gaz incolor, fără gust, fără miros, insolubil în apă și cu densitatea foarte redusă (de 14,5 ori mai ușor decît aerul).

Difuzează prin membrane poroase.

6. Proprietățile chimice:

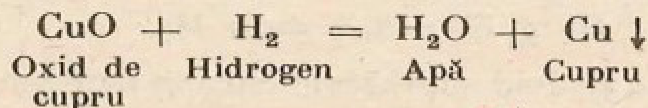
6.1. Se combină direct cu unele nemetale:

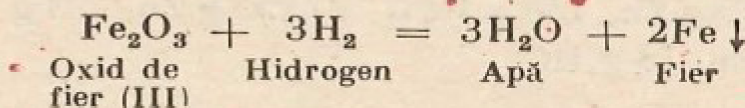






6.2. Prezintă caracter reducător (poate extrage oxigenul din diferite substanțe compuse):





7. Utilizările:

7.1. Combustibil.

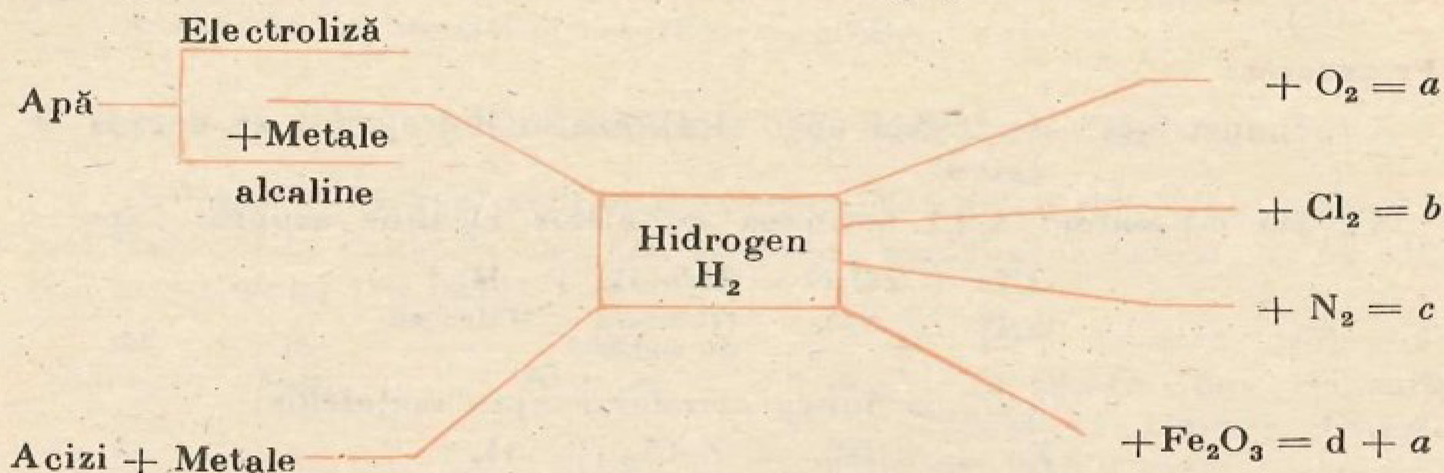
7.2. Obținerea: 7.2.1. flăcării oxihidrice;

7.2.2. unor substanțe: HCl, NH_3, benzină, margarină.

7.3. Agent reducător.

Probleme recapitulative

Metodele de obținere, proprietățile și cele mai importante utilizări ale hidrogenului sînt rezumate în schema de mai jos.



Folosind această schemă răspundeți la următoarele întrebări:

1. Care sînt materiile prime utilizate pentru obținerea hidrogenului?

2. Ce tipuri de reacții stau la baza metodelor de obținere a hidrogenului?

3. Cu cîte categorii de substanțe poate reacționa hidrogenul?

4. Ce substanțe corespund literelor *a*, *b*, *c*, *d*?

5. Care sînt ecuațiile reacțiilor chimice cuprinse în schemă?

6. Care din moleculele: H_2; H_2O; Cl_2; HCl; N_2 și NH_3 prezintă legături covalente polare și care prezintă legături covalente nepolare? Explicați răspunsul.

7. Ce metodă propuneți pentru a obține amoniac, pornind de la un acid?

8. Cum se poate obține teoretic acid clorhidric, pornind de la apă?

9. Cantitatea de hidrogen rezultată în urma acțiunii a 2,3 g sodiu asupra apei este: a) 0,1 g H_2 = 0,5 moli H_2; b) 1 g H_2 = 0,05 moli H_2; c) 0,1 g H_2 = = 0,05 moli H_2; d) 0,01 g H_2 = 0,5 moli H_2.

10. Cantitățile de zinc și acid clorhidric care se consumă pentru a obține 4 g hidrogen sînt: a) 130 g Zn, 146 g HCl; b) 130 g Zn, 73 g HCl; c) 65 g Zn, 146 g HCl; d) 65 g Zn, 73 g HCl.

11. Cantitatea de vapori de apă care se obține prin arderea hidrogenului rezultat în urma reacției dintre 130 g zinc și acid sulfuric este: a) 3,6 g H_2O; b) 36 g H_2O; c) 0,36 g H_2O; d) 18 g H_2O.

12. Cantitatea de oxid de fier (III) care poate fi redusă cu hidrogenul rezultat în urma reacției a 78 g potasiu cu apa este: a) 5,33 g Fe_2O_3; b) 53,33 g Fe_2O_3; c) 533,3 g Fe_2O_3; d) 80 g Fe_2O_3.

13. Propuneți și rezolvați 3 exerciții teoretice și 3 probleme folosind schema de la pagina 124.

14. Completați coloanele din figura 5.13 după indicațiile de mai jos:

Vertical:

2. Substanță compusă rezultată prin reacția de combinare a hidrogenului cu azotul.
3. ....metalic, care poate fi redus de către hidrogen.
4. Culoarea soluției de turnesol în mediu acid.
6. Starea de agregare a hidrogenului.
7. Procesul chimic suferit de Fe_2O_3, CuO etc. la cald, sub acțiunea hidrogenului.
8. hidrogen + ... = amoniac.

Denumirea cărui element se obține pe șirul orizontal 1?

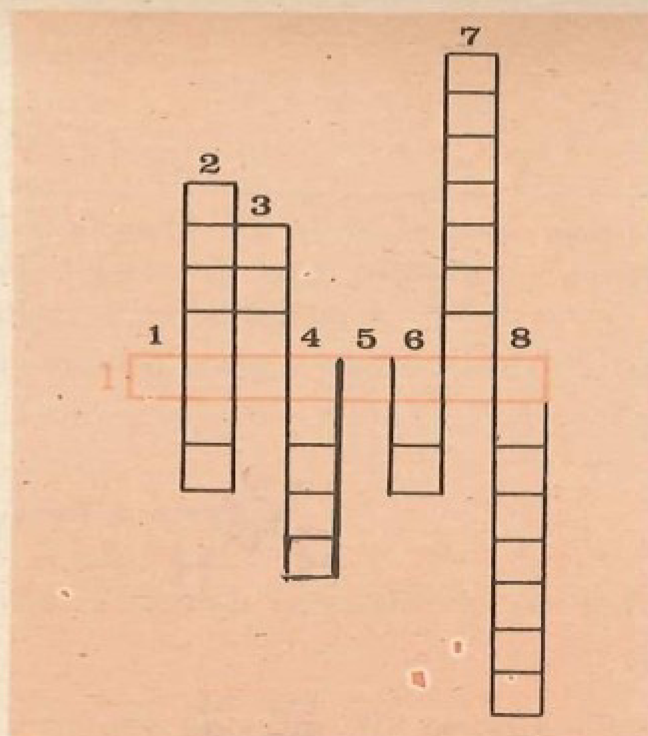


Fig. 5.13. Rebus chimic

6

Apa

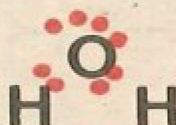


Fig. 6.1. Formula structurală a apei

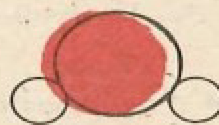


Fig. 6.2. Modelul moleculei de apă

6.1. Compoziția moleculară a apei

Apa este o substanță compusă în a cărei compoziție intră hidrogenul și oxigenul.

Compoziția calitativă și cantitativă, determinată experimental, exprimată în volume și mase, este prezentată în tabelul 6.1.

Tabelul 6.1

Substanța	Elementele componente	Compoziție					
		Nr. de atomi	în volume	%	în mase	%
Apa	Hidrogen	2	2 volume	66,7	2 g	11,1
	Oxigen	1	1 volum	33,3	16 g	88,9

Deci, formula moleculară a apei este H_2O.

Masa moleculară a apei în funcție de unitatea $^{12}_{6}C$ este egală cu suma maselor atomilor care o compun:

$$M_{H_2O} = 2A_H + A_O = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18$$

6.2. Stare naturală

Cea mai răspîndită substanță compusă din natură este apa. Ea se găsește în toate cele trei stări de agregare: solidă, lichidă și gazoasă. În stare solidă apa se găsește sub formă de gheață și zăpadă. În stare lichidă apa se găsește în oceane, mări, fluvii, rîuri, lacuri și pînze de apă subterane, iar în stare gazoasă, sub formă de vapori invizibili, în atmosferă.

Multe substanțe compuse din regnul mineral conțin apă în constituția lor.

Activitate independentă a elevilor

Se introduce într-o eprubetă uscată sulfat de cupru cristalizat și se încălzește cu grijă. Ce observați?



Explicația fenomenelor. Concluzii. Cristalele de sulfat de cupru se decolorează, devenind albe, iar pe pereți se condensează vapori de apă. Se deduce că sulfatul de cupru cristalizat își datorează culoarea prezenței apei din constituția sa; odată cu pierderea acesteia, se decolorează.

S-a stabilit experimental că și alte substanțe conțin apă în molecula lor. De exemplu: sulfatul de calciu (gips), sulfatul de magneziu (sarea amară) etc.

În constituția corpurilor din regnul animal și vegetal se găsesc mari cantități de apă. Procentele de apă cuprinse în unele din aceste corpuri sînt prezentate în tabelul 6.2.

Tabelul 6.2

Nr. crt.	Corpul	Procentul maxim de apă
1	Castravetele	95%
2	Varza	90%
3	Laptele	85%
4	Peștele	80%
5	Oul	70%
6	Lemnul	45%
7	Pîinea	40%

Reprezentați sub forma unei scheme starea naturală a apei.

6.3. Apa potabilă

Apa este o substanță vitală pentru existența omului. De altfel însuși faptul că în compoziția corpului omenesc intră cca. 70% apă, confirmă importanța acesteia pentru organismul uman. Apa constituie „vehiculul" folosit atît pentru introducerea alimentelor în organism, cît și pentru îndepărtarea produselor de eliminare. De aceea, omul consumă zilnic circa 2 litri de apă.

Apa bună de băut pentru oameni se numeşte *apă potabilă.*

Condiţiile pe care trebuie să le îndeplinească apa potabilă sînt următoarele:

— să fie incoloră;
— să fie limpede;
— să nu aibă miros;
— să aibă un gust plăcut;
— să fie aerată;
— să fie puţin mineralizată; (săruri pînă la 0,5 g/l)
— să aibă temperatura cuprinsă între 10—12°C;
— să facă spumă cu săpunul;
— să nu întărească legumele la fierbere;
— să nu cuprindă substanţe organice;
— să nu cuprindă germeni patogeni.

Ce proprietăţi fizice ale apei potabile deduceţi, prin observarea apei dintr-unpahar?

Apa potabilă se poate obţine din apele naturale, prin purificarea acestora.

Purificarea apelor naturale se realizează în staţii speciale.

În figura 6.3., care reprezintă o instalaţie de purificare a apei, se disting următoarele părţi componente principale:

— sorbul S_1 prin care se aspiră apa naturală;

— staţia de pompare P, cu ajutorul căreia apa este ridicată la înălţimea decantorului;

— bazinul de decantare B_1, în care particulele mari de substanţe insolubile se depun datorită diferenţei de densitate;

— bazinul de filtrare B_2, în care se separă celelalte substanţe insolubile în apă, de dimensiuni mici;

— sistemul de sterilizare S_2, cu care sînt îndepărtate ultimele substanţe organice putrescibile şi sînt distruse microorganismele*;

— bazinul de apă purificată B_3 din care, prin conducte speciale, apa este dirijată către consumatori.

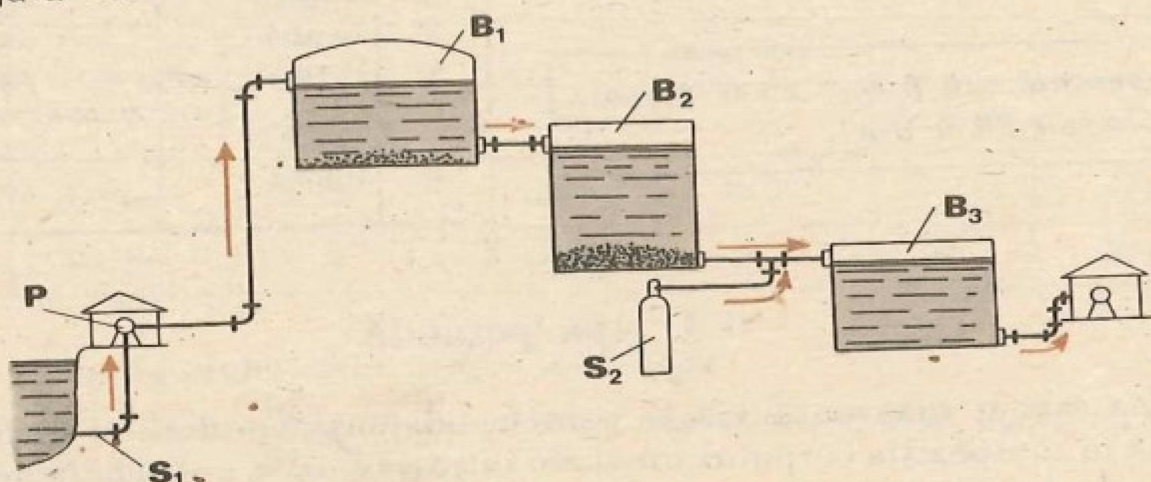


Fig. 6.3. Staţie pentru purificarea apei

* În acest scop se foloseşte clorul, oxigenul ozonizat, sau razele ultraviolete.

Teme de control

1. Apa este o substanţă simplă sau compusă? Cum puteţi dovedi experimental acest lucru?
2. De ce apa de mare nu poate fi băută?
3. Ce dovezi avem că în atmosferă se găsesc vapori de apă?
4. Cum vă explicaţi fenomenul de aburire a unui pahar care conţine apă cu cuburi de gheaţă?

6.4. Apa distilată

Apa chimic pură se obţine prin distilări repetate ale apei (v. paragraful 1.7 şi fig. 1.12).

6.4.1. Proprietăţile fizice ale apei distilate

Apa distilată este un lichid fără gust, fără miros şi fără culoare. La presiune normală se solidifică la 0°C şi fierbe la 100°C.

Densitatea apei distilate variază cu temperatura. La +4°C apa prezintă densitate maximă, $\rho = 1$ g/ml. La temperaturi superioare şi inferioare celei de + 4°C, apa prezintă densităţi mai mici.

> *De ce se sparg vasele de sticlă pline cu apă, cînd aceasta îngheaţă?*

Prin solidificare apa îşi măreşte volumul, ceea ce face ca gheaţa să plutească la suprafaţă. Faptul că apa are la + 4° C densitatea maximă şi că gheaţa pluteşte la suprafaţa apei, fac posibilă viaţa peştilor şi a altor animale acvatice în timpul iernii (fig. 6.4).

Apa este un bun dizolvant pentru multe substanţe compuse.

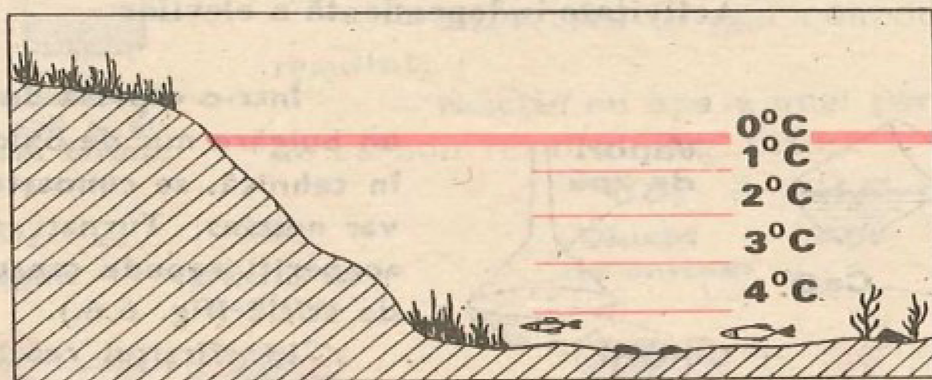


Fig. 6.4. Plutirea gheţii pe apă

Activitate independentă a elevilor

În 4 eprubete diferite puneţi cîte una din substanţele de mai jos: hidroxid de sodiu (sodă caustică) NaOH, sulfat de cupru $CuSO_4$, pilitură de fier şi ulei.

Turnaţi apă în fiecare eprubetă şi agitaţi cu grijă conţinutul. Se observă că primele două substanţe se dizolvă în apă, iar fierul şi uleiul nu.

Multe substanţe compuse neorganice, ca de exemplu săruri, baze, acizi, oxizi, sînt solubile în apă. Metalele şi majoritatea substanţelor organice sînt însă insolubile în apă, ca de exemplu: fierul, aluminiul, zincul, gazul metan, petrolul, cauciucul, masele plastice, grăsimile etc.

> *Comparaţi proprietăţile fizice ale apei distilate cu cele ale apei potabile.*

Apa distilată este rea conducătoare de electricitate, în schimb soluţiile apoase ale acizilor, bazelor şi sărurilor sînt bune conducătoare de electricitate (vezi paragraful 4.3)

6.4.2. Proprietăţile chimice ale apei distilate

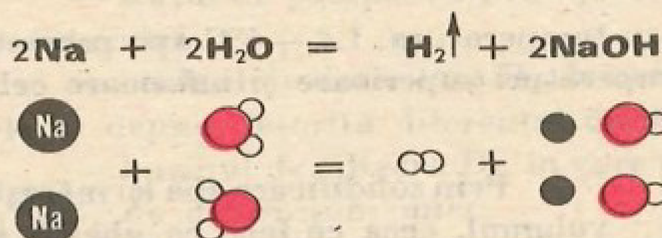


Fig. 6.5.

Apa reacţionează atît la temperatura ambiantă cît şi la temperaturi ridicate cu diferite substanţe simple şi compuse.

Astfel, apa reacţionează cu sodiul metalic formînd hidroxid de sodiu şi hidrogen (fig. 6.5.). Apa reacţionează şi cu alte metale (potasiul, calciul etc.).

$$2Na + 2H_2O = H_2\uparrow + 2NaOH$$

Apa poate reacţiona însă şi cu substanţele compuse. Să urmărim comportarea oxizilor metalici faţă de apă.

Activitate independentă a elevilor

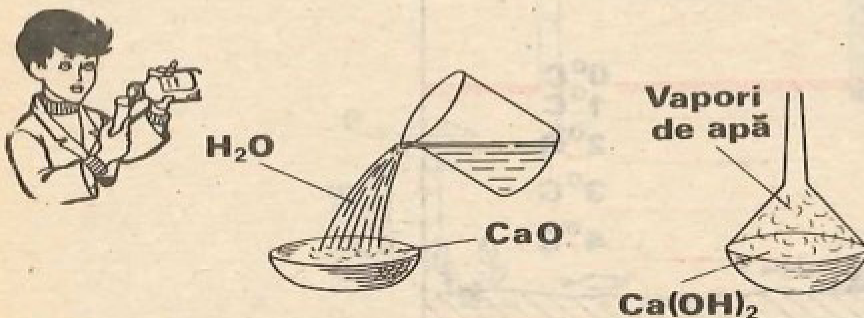


Fig. 6.6. Stingerea varului

Într-o capsulă de porţelan puneţi un bulgăre mic de oxid de calciu, care, în tehnică, se cunoaşte sub numele de var nestins. Turnaţi cu grijă apă şi acoperiţi repede capsula cu o pîlnie de sticlă (fig. 6.6.).

La sfîrşitul reacţiei turnaţi 2—3 picături de soluţie de turnesol. Ce observaţi?

Atenție! Stați cît mai departe de capsulă cînd adăugați apă peste CaO, pentru că pot sări picături fierbinți de soluție. Nu descoperiți capsula pînă nu încetează reacția.

Explicația fenomenelor. Concluzii. Oxidul de calciu, CaO a reacționat energic cu apa formînd hidroxidul de calciu $Ca(OH)_2$ (fig. 6.7), care albăstrește turnesolul (are caracter bazic).

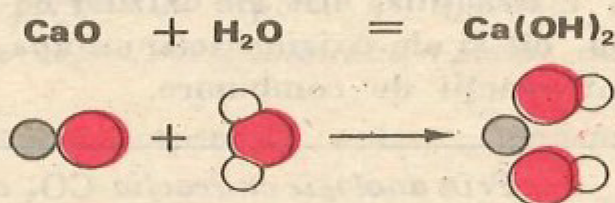


Fig. 6.7.

În tehnică reacția este cunoscută sub numele de *stingerea varului*, iar produsul rezultat, sub numele de *lapte de var* sau *var stins*. Varul stins se utilizează în construcții, atît pentru văruitul pereților, cît și pentru pregătirea mortarului (amestec de var stins, apă și nisip).

Scrieți ecuația reacției oxidului de sodiu cu apa.

Deoarece unii oxizi ai metalelor reacționează cu apa formînd bazele corespunzătoare (hidroxizii), oxizii metalelor se mai numesc și oxizi bazici.

Apa poate reacționa și cu oxizii nemetalelor.



Activitate independentă a elevilor

Într-un pahar Berzelius cu apă, acoperit cu o placă de sticlă, se lasă să ardă o lumînare (fig. 6.8.) Se agită cu grijă vasul astfel încît gazul rezultat în urma arderii lumînării să se dizolve în apă. Se încearcă caracterul soluției obținute cu cîteva picături de soluție de turnesol. Ce se observă?

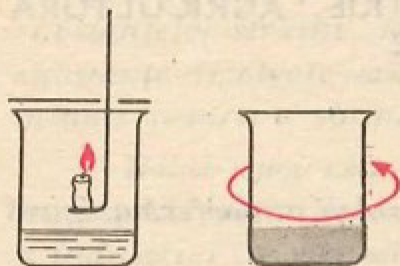


Fig. 6.8. Arderea lumînării și dizolvarea în apă a dioxidului de carbon format

Explicația fenomenelor. Concluzii. În cele două etape ale experienței au avut loc următoarele fenomene:

— arderea carbonului din compoziția lumînării (fig. 6.9.);

— dizolvarea în apă a dioxidului de carbon rezultat;

— reacția cu apa a unei părți din dioxidul de carbon rezultat (fig. 6.10.).

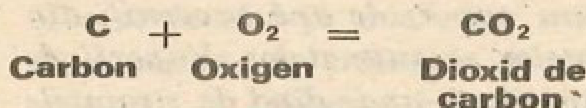
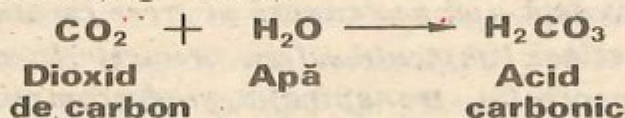




Fig. 6.9.



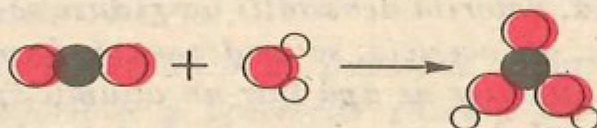


Fig. 6.10.

Substanţa rezultată este o soluţie de acid carbonic, al cărei caracter acid este indicat de colorarea turnesolului în roşu.

Oxizii unor nemetale, în reacţie cu apa, formează acizi, de aceea aceştia se numesc *oxizi acizi*.

Reacţiile, atît ale oxizilor bazici, cît şi ale oxizilor acizi cu apa, sînt reacţii de combinare.

Reacţia dioxidului de carbon cu apa este folosită la obţinerea apei carbo-gazoase (sifonul).

Prin analogie cu reacţia CO_2 *cu* H_2O, *stabiliţi ecuaţia reacţiei dintre* SO_2 *şi* H_2O.

Reacţiile apei cu oxizii metalici şi nemetalici sînt deosebit de importante, întrucît ele stau la baza metodelor de obţinere a unor baze şi a unor acizi.

Apa, care este într-un continuu circuit în natură, prezintă o deosebită importanţă în viaţa de toate zilele, în tehnică, industrie şi agricultură. Vezi lectura de la sfîrşitul capitolului.

Teme de control

1. Ce cantităţi de hidrogen şi hidroxid de calciu, $Ca(OH)_2$, rezultă în urma reacţiei calciului cu 3 moli de apă? a) 6 g H_2 şi 222 g $Ca(OH)_2$; b) 111 g H_2 şi 6 g $Ca(OH)_2$; c) 3 g H_2 şi 111 g $Ca(OH)_2$.

2. Consideraţi că aveţi la dispoziţie oxid de potasiu, K_2O, trioxid de sulf, SO_3 şi apă. Ce substanţe veţi folosi pentru a obţine un acid? Dar o bază?

3. Scrieţi ecuaţiile reacţiilor chimice propuse la tema **2.**

IMPORTANŢA APEI ÎN NATURĂ, TEHNICĂ, INDUSTRIE, AGRICULTURĂ ŞI ÎN VIAŢA DE TOATE ZILELE

LECTURĂ

Cele trei stări de agregare sub care se găseşte apa în sol şi atmosferă asigură un continuu circuit al acesteia în natură.

Se cunoaşte că aproximativ trei sferturi din suprafaţa pămîntului este acoperită cu apele oceanelor, mărilor, fluviilor şi lacurilor. O mare cantitate din această apă se evaporă şi trece în atmosferă sub formă de vapori invizibili. În acelaşi timp, atmosfera primeşte în mod continuu vapori de apă proveniţi din respiraţia, transpiraţia şi descompunerea plantelor şi animalelor. Vaporii de apă, datorită densităţii lor reduse se înalţă în atmosferă, unde dînd de straturile reci ale acesteia, se condensează, formînd mici picături de apă. Prin aglomerarea picăturilor de apă într-un anumit spaţiu din aer, se formează norii. Apa conţinută de nori revine pe pămînt sub formă de ploaie, atunci cînd întîlneşte stra-

turi de aer mai reci. Dacă temperatura straturilor superioare ale atmosferei este foarte scăzută atunci apa se transformă în zăpadă sau grindină, care ajung de asemenea pe pămînt. Uneori picături foarte mici de apă rămîn în suspensie, în aer, formînd ceața.

În natură se mai pot observa și alte fenomene, ca de exemplu:

a) *vara, în diminețile răcoroase, o parte din vaporii de apă din atmosferă condensează pe obiectele reci de pe suprafața pămîntului (plante, case, arbori) și formează roua;*

b) *toamna și primăvara, în zilele cu temperaturi scăzute, condensarea vaporilor de apă produce bruma.*

În concluzie, se poate spune că norii, ceața, roua, bruma, ploaia, zăpada și grindina constituie precipitații atmosferice, care rezultă prin condensarea sau solidificarea vaporilor de apă din atmosferă. O parte din apa revenită pe pămînt sub forma precipitațiilor se scurge pe suprafața pămîntului și se adună în lacuri, rîuri, fluvii, mări și oceane, iar cealaltă parte pătrunde în pămînt și după ce străbate distanțe mai mari sau mai mici, iese la suprafață sub formă de izvoare. Dacă în drumul lor apele subterane întîlnesc zăcăminte de substanțe solubile, le dizolvă. Apele izvoareler formate în acest mod conțin mari cantități de săruri dizolvate și formează așa-numitele izvoare minerale, *care au acțiuni binefăcătoare asupra organismului omenesc. Apele minerale, a căror temperatură depășește 20°C, se numesc* ape termale. *Țara noastră posedă numeroase izvoare minerale și termale.*

Compoziția și acțiunile terapeutice ale apelor minerale și termale din țara noastră au fost studiate de iluștrii chimiști români, în frunte cu Alexe Marin, Petru Poni și Constantin Istrate.

Datorită circuitului continuu al apei, apele naturale conțin multe substanțe străine, apărînd adesea tulburi, cu gust și miros care trădează prezența substanțelor străine. De aici se deduce ușor că apele naturale sînt amestecuri de substanțe dizolvate sau dispersate în apă pură. Aceste substanțe pot fi însă eliminate pentru a obține apa pură.

Rolul apei este însă considerabil și în tehnică, industrie, agricultură și în viața de toate zilele. Se poate spune, fără nici o exagerare, că nu există ramură a industriei în care să nu se utilizeze apa. Ea este folosită atît ca solvent, cît și ca agent termic fie la răcire, sub formă de gheață și apă, fie la încălzire, sub formă de vapori.

Forța elastică a vaporilor de apă constituie baza funcționării mașinilor și a turbinelor cu abur, iar energia potențială a apei este folosită la punerea în funcțiune a turbinelor cu apă. Turbinele cu abur și apă își găsesc o largă utilizare la termo- și respectiv hidrocentralele electrice.

Gradul cel mai înalt de utilizare a apei îl întîlnim în industria chimică. Aceasta se datorește faptului că marea majoritate a proceselor chimice au loc în soluție. Dacă în foarte multe cazuri substanțele chimice în stare solidă nu

reacționează între ele, în schimb în soluție reacționează imediat. De aceea, apa este folosită ca dizolvant, nu numai în industria chimică, ci și în laboratoarele de orice fel. Menționăm însă, ca un lucru demn de reținut, că în laboratoarele de cercetare, uzuale și biochimice, se folosește în exclusivitate apa distilată.

Apa utilizată în industria chimică este inițial curată, dar după folosire cuprinde multe substanțe vătămătoare. Apele rezultate din procesele chimice industriale se numesc ape reziduale *și constituie un pericol permanent, atît pentru compoziția apelor curgătoare, cît și pentru pînzele de apă subterane. De aceea ,legile actuale obligă uzinele să îndepărteze substanțele dăunătoare, care se găsesc în suspensie sau dizolvate în apele reziduale. Operația este cunoscută sub numele de* epurarea apelor.

Rolul apei în agricultură *este astăzi unanim recunoscut. Toate plantele folosesc substanțele nutritive din pămînt, trecute în soluție cu ajutorul apei; apa din sol devine astfel indispensabilă dezvoltării culturilor. De aceea, este necesar ca, în perioadele de secetă, să se asigure solului, pe cale artificială, cantitatea de apă de care este lipsit.*

Irigarea terenurilor folosește astăzi un sistem format din stații de pompare, jgheaburi, canale și conducte prin care se asigură solului, pe cale artificială, apa atît de necesară culturilor.

Apa este, de asemenea, utilizată în agricultură, la prepararea diferitelor soluții necesare agrotehnicii actuale. Dintre acestea, cele mai importante sînt:

— soluții nutritive, conținînd substanțele chimice necesare creșterii și dezvoltării plantelor (compuși cu azot, fosfor și potasiu);

— soluții stimulatoare, folosite în tratarea semințelor și a unor plante în scopul stimulării creșterii și dezvoltării acestora;

— soluții erbicide, conținînd substanțe toxice pentru buruieni, în scopul distrugerii acestora din lanurile de culturi;

— soluții împotriva bolilor și dăunătorilor diverselor culturi. Din această categorie fac parte soluțiile de sulfat de cupru, a căror folosire este pe cît de veche, pe atît de frecventă. De ex:

a) zeama bordeleză folosită la stropitul viței de vie împotriva manei, se prepară prin dizolvarea în 200 kg apă, a 1 kg de var nestins, CaO și a 2 kg sulfat de cupru, $CuSO_4$;

b) pentru combaterea ruginii semințelor de grîu se folosește o soluție de sulfat de cupru realizată prin dizolvarea în 100 kg apă, a 1 kg de sulfat de cupru $CuSO_4$;

c) pentru dezinfectarea semințelor de roșii, vinete, morcovi și a altor legume, se utilizează tot o soluție de sulfat de cupru, $CuSO_4$, *dar de altă concentrație și anume: în 200 kg apă, se dizolvă 1 kg de sulfat de cupru,* $CuSO_4$.

Rolul apei în viața de toate zilele nu poate fi ignorat, apa fiind lichidul cel mai comun și cu cele mai multe utilizări în viața noastră zilnică.

În absența apei, viața pe Pămînt nu ar fi posibilă.

Zilnic se consumă mari cantităţi de apă pentru prepararea hranei, pentru meţinerea curăţeniei corporale, pentru spălarea rufelor şi a locuinţelor, pentru stropitul spaţiilor verzi şi al străzilor, pentru stingerea incendiilor etc. Nu trebuie omis nici faptul că apa a servit drept cale de comunicaţie între aşezările omeneşti, încă din cele mai vechi timpuri. De altfel, faptul că cele mai multe aşezări omeneşti s-au stabilit în apropierea rîurilor, fluviilor şi mărilor, arată necesitatea apei în viaţa omului.

Din toate cele menţionate anterior, rezultă clar concluzia că natura este un adevărat laborator uriaş, în care substanţele sînt într-o continuă transformare, iar aerul şi apa au rolul hotărîtor în toate aceste transformări.

Din capitolul „*Apa*" reţineţi:

1. Compoziţia moleculară: Apa este o substanţă compusă cu formula H_2O.

2. Starea naturală: Cea mai răspîndită substanţă compusă din natură. Se găseşte în cele trei stări de agregare într-un continuu circuit.

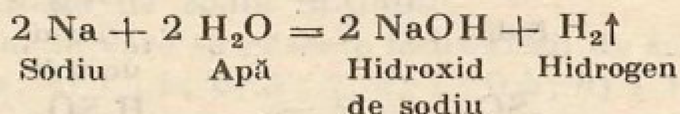
3. Apa potabilă (apa bună de băut) are următoarele proprietăţi: lichid incolor, limpede, fără miros, cu gust plăcut (puţin mineralizat), fără germeni patogeni.

4. Apa distilată (apă chimic pură):

4.1. Proprietăţi fizice: lichid fără gust, fără miros şi fără culoare; se solidifică la 0°C (gheaţa) şi fierbe la 100°C; densitate maximă la +4°C: $\rho = 1$ g/ml. Prin solidificare gheaţa îşi măreşte volumul.

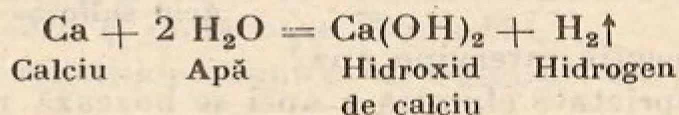
4.2. Proprietăţi chimice:

4.2.1. Reacţionează cu substanţe simple:



$$2\,Na + 2\,H_2O = 2\,NaOH + H_2\uparrow$$

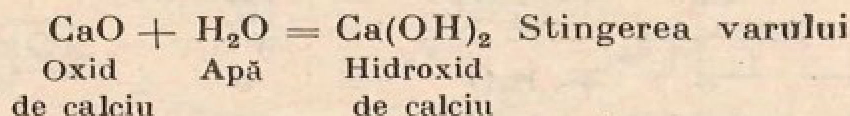
Sodiu, Apă, Hidroxid de sodiu, Hidrogen



$$Ca + 2\,H_2O = Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$$

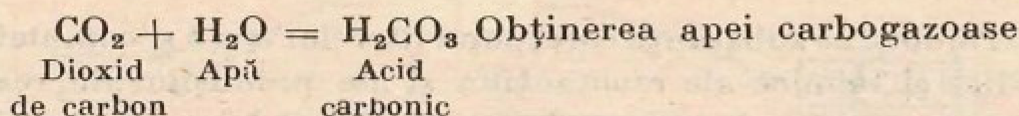
Calciu, Apă, Hidroxid de calciu, Hidrogen

4.2.2. Reacţionează cu substanţe compuse:



$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$$ Stingerea varului

Oxid de calciu, Apă, Hidroxid de calciu



$$CO_2 + H_2O = H_2CO_3$$ Obţinerea apei carbogazoase

Dioxid de carbon, Apă, Acid carbonic

Oxizii metalelor care în reacţie cu apa formează baze, se numesc *oxizi bazici*.

Oxizii nemetalelor care în reacţie cu apa formează acizi, se numesc *oxizi acizi*.

5. Utilizările apei:

5.1. În industrie apa este folosită ca agent termic (sub formă de vapori, apă şi gheaţă) şi ca dizolvant în industria chimică.

5.2. În agricultură apa este indispensabilă dezvoltării culturilor. Se foloseşte la prepararea:

— soluţiilor nutritive;

— soluţiilor stimulatoare;

— soluţiilor ierbicide etc.

5.3. În viaţa de toate zilele apa este utilizată la prepararea hranei, la menţinerea curăţeniei, la stropitul străzilor şi spaţiilor verzi etc.

6. Importanţa apei: În absenţa apei, viaţa pe Pămînt nu ar fi posibilă.

Exerciţii şi probleme recapitulative

1. Se dă şirul transformărilor de mai jos:



şi se cere:

a. să se scrie ecuaţiile reacţiilor chimice corespunzătoare;

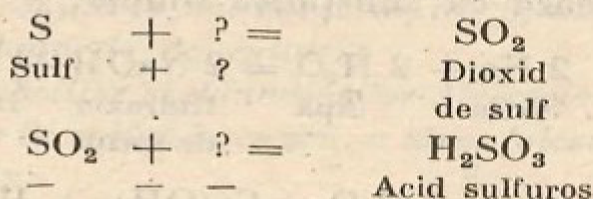
b. să se determine tipul de reacţie chimică căreia aparţine fiecare transformare;

c. să se specifice în ce reacţie participă apa;

d. să se specifice din ce categorie de oxizi face parte CO_2;

e. să se menţioneze ce importanţă practică prezintă ultima transformare.

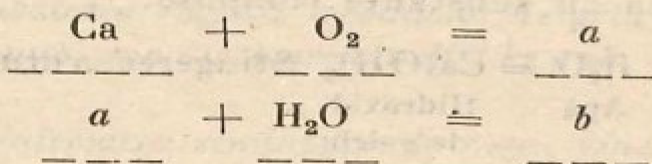
2. Să se completeze lanţul reacţiilor de mai jos şi denumirile substanţelor



a. În care reacţie intervine apa?

b. Pe ce proprietate chimică a apei se bazează reacţia?

3. Se dă lanţul reacţiilor de mai jos:

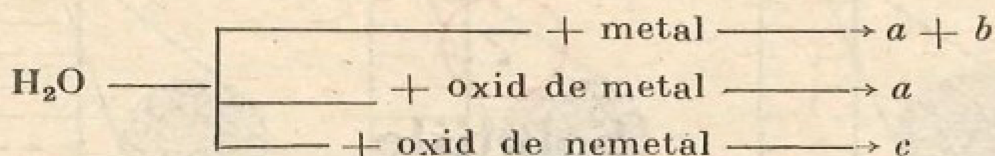


a. Determinaţi ce substanţe corespund literelor *a* şi *b* şi completaţi denumirile ştiinţifice şi tehnice ale reactanţilor şi ale produşilor de reacţie.

b. Pe ce proprietăţi ale oxigenului şi ale apei se bazează reacţiile de mai sus?

c. Ce utilizări practice îşi găsesc produşii *a* şi *b*?

4. Particularizați forma generală a schemei de mai jos prin cazuri cunoscute:



Ce condiție trebuie să îndeplinească metalul ales, precum și oxidul metalului, pentru ca rezolvarea exercițiului să fie corectă?

5. Cantitatea de apă (în grame și moli) cu care poate reacționa dioxidul de carbon rezultat din arderea a 120 g de carbon este egală cu: a) 18 g H_2O = = 10 moli; b) 180 g = 10 moli H_2O; c) 180 g = 1 mol H_2O; d) 18 g H_2O = = 1 mol H_2O.

6. Dioxidul de sulf reacționează cu 1,8 g H_2O și formează acidul sulfuros. Numărul de moli de sulf ars pentru a obține dioxidul de sulf necesar, este egal cu: a) 1 mol; b) 0,01 moli; c) 0,1 moli; d) 10 moli.

7. Cantitatea de acid sulfuros rezultată din reacția cuprinsă în problema precedentă este: a) 8,2 g H_2SO_3; b) 82 g H_2SO_3; c) 4,1 g H_2SO_3; d) 41 g H_2SO_3.

8. Masa calciului care trebuie ars pentru a obține 224 g de oxid de calciu este: a) 16 g Ca; b) 160 g Ca; c) 80 g Ca; d) 120 g Ca.

9. Cantitatea de hidroxid de calciu rezultată prin tratarea a 4 moli de oxid de calciu cu apă este: a) 29,6 g $Ca(OH)_2$; b) 16,576 kg $Ca(OH)_2$; c) 296 g $Ca(OH)_2$; d) 296 kg $Ca(OH)_2$.

10. Considerați două modalități de obținere a hidroxidului de sodiu:
1) acțiunea sodiului asupra apei;
2) reacția oxidului de sodiu cu apa.

Știind că în fiecare caz s-au folosit 10 moli de apă, se cere să se compare cantitățile de hidroxid de sodiu obținute.

11. Raportul molar în care se găsește hidroxidul de sodiu obținut prin cele două procedee este: a) 1 : 1; b) 2 : 1; c) 1 : 0,5; d) 1 : 2.

12. Completați careurile libere cu formulele substanțelor care în reacție cu apa formează doi acizi și două baze (fig. 6.11).

Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice corespunzătoare proceselor chimice cuprinse în schemă.

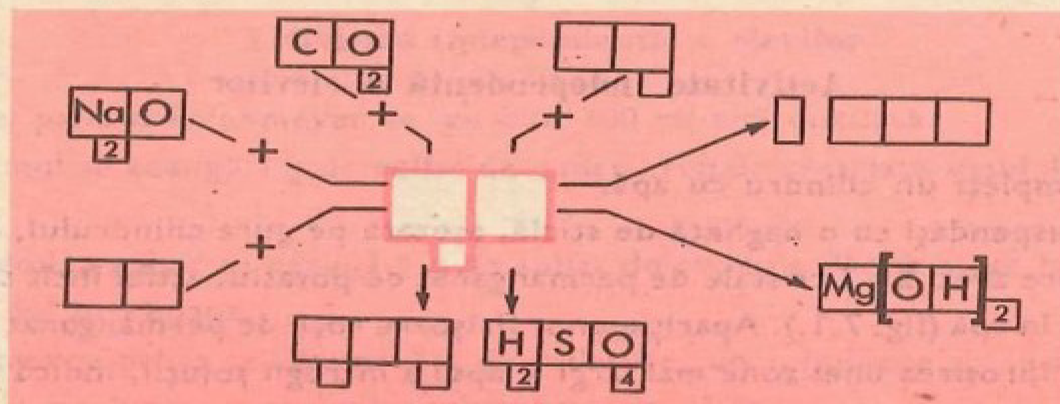


Fig. 6.11. Rebus chimic

7

Soluţiile

7.1. Dizolvarea

7.1.1. Definiţia procesului de dizolvare şi a produsului rezultat

Din viaţa de toate zilele se ştie că, adăugînd o cantitate mică de zahăr sau sare de bucătărie într-o cantitate mai mare de apă, substanţa solidă se micşorează treptat, pînă cînd nu mai este vizibilă cu ochiul liber, iar amestecul devine dulce, respectiv sărat. Particulele foarte mici, invizibile cu ochiul liber, de zahăr, respectiv sare, s-au răspîndit în toată masa apei, formînd un amestec omogen. Fenomene asemănătoare au loc şi la adăugarea alcoolului sau oţetului în apă.

Fenomenul în urma căruia o substanţă oarecare (solidă, lichidă sau gazoasă) se răspîndeşte printre moleculele altei substanţe, rezultînd un amestec omogen, se numeşte dizolvare.
Amestecul omogen de două sau mai multe substanţe, obţinut în urma dizolvării, se numeşte soluţie.

Comparaţi fenomenul de dizolvare a zahărului cu cel al oţetului.

În urma dizolvării în apă a alcoolului, oţetului, zahărului, sării de bucătărie se obţin soluţiile de zahăr, de sare, de alcool şi respectiv de oţet.



Activitate independentă a elevilor

— Umpleţi un cilindru cu apă.

— Suspendaţi cu o baghetă de sticlă, aşezată pe gura cilindrului, o pungă de tifon, în care aveţi 2—3 cristale de permanganat de potasiu, astfel încît substanţa să se cufunde în apă (fig. 7.1.). Apariţia unor firişoare roşii de permanganat de potasiu, urmată de înroşirea unei zone mai largi şi apoi a întregii soluţii, indică răspîndirea permanganatului de potasiu în apă.

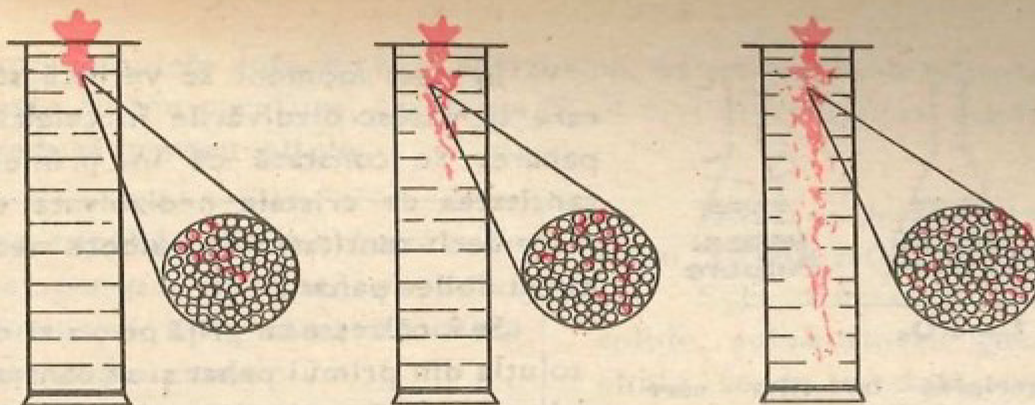


Fig. 7.1. Dizolvarea permanganatului de potasiu în apă

7.1.2. Componenţii soluţiei

Într-o soluţie se disting doi componenţi şi anume:

— substanţa în care se produce dizolvarea, numită *dizolvant* sau *solvent;*

— substanţa care se dizolvă, numită *dizolvat* sau *substanţă dizolvată* (*solvit*).

În cazul substanţelor total miscibile, adică a substanţelor care se pot dizolva în orice proporţie între ele (de exemplu apa şi alcoolul), se consideră dizolvant substanţa care se găseşte în cantitate mai mare.

Soluţiile cele mai des întîlnite sînt alcătuite din substanţe solide dizolvate în dizolvanţi lichizi.

O soluţie cuprinde 35 g alcool şi 65 g apă. Stabiliţi care este dizolvantul şi care este dizolvatul?

Dintre cei mai cunoscuţi dizolvanţi se pot enumera: apa, alcoolul, eterul şi benzina, apa fiind cel mai frecvent dizolvant.

7.1.3. Factorii care influenţează dizolvarea

Considerînd acelaşi dizolvant şi aceeaşi substanţă dizolvată, se constată că durata dizolvării depinde de mai mulţi factori.

Activitate independentă a elevilor



În trei pahare Erlenmeyer se iau cîte 200 ml apă distilată.

În primul se adaugă 1 g de sulfat de cupru cristale şi se lasă vasul liniştit (neagitat).

În al doilea pahar se adaugă 1 g de sulfat de cupru pulbere şi se lasă de asemenea lichidul în repaus.

În al treilea pahar se adaugă 1 g de sulfat de cupru pulbere şi se agită conţinutul pînă la dizolvarea completă a substanţei (fig. 7.2).

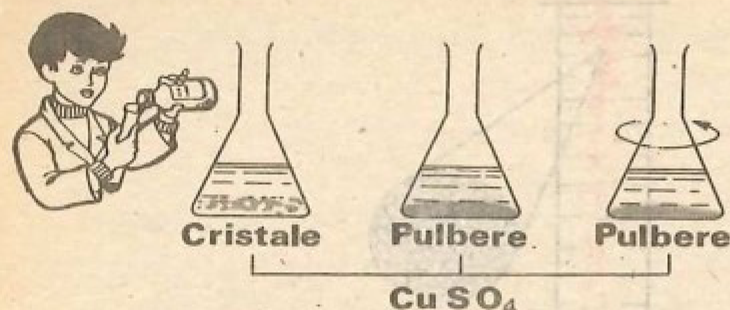


Fig. 7.2. Cercetarea factorilor care influenţează dizolvarea

În acest moment se verifică stadiul în care se găsesc dizolvările în celelalte două pahare. Se constată că în primul pahar cantitatea de cristale nedizolvate este mai mare decît cantitatea de pulbere nedizolvată din al doilea pahar.

Se încălzeşte cu grijă pe o sită de azbest soluţia din primul pahar şi se constată o dizolvare rapidă a cristalelor de sulfat de cupru.

> *În ce condiţii, aceeaşi cantitate de sodă de rufe*, Na_2CO_3, *se dizolvă mai repede în aceeaşi cantitate de apă?*

Concluzie. Dizolvarea aceleiaşi cantităţi de substanţă în aceeaşi cantitate de dizolvant are loc cu atît mai repede, cu cît:

— gradul de fărîmiţare a substanţei este mai avansat;
— agitarea componenţilor soluţiei este mai pronunţată;
— temperatura soluţiei este mai ridicată*.

7.2. Solubilitatea

7.2.1. Clasificarea substanţelor după solubilitate

Proprietatea unei substanţe de a se dizolva într-o altă substanţă se numeşte solubilitate.

După solubilitatea în apă, substanţele se pot clasifica în trei categorii:

— substanţe solubile: sarea de bucătărie NaCl, carbonatul de sodiu Na_2CO_3, sulfatul de cupru $CuSO_4$ etc.;
— substanţe greu solubile: sulfat de calciu $CaSO_4$ etc.;
— substanţe insolubile: grăsime, mercur, ulei etc.

7.2.2. Factorii care influenţează solubilitatea substanţelor

Din exemplele anterioare rezultă că *solubilitatea depinde de natura substanţei dizolvate*.

Din practica de toate zilele se ştie însă că substanţe insolubile în apă ca, de exemplu, grăsimile, uleiurile sînt solubile în alţi dizolvanţi (eter, benzină etc). Deci, *solubilitatea substanţelor depinde şi de natura dizolvantului*.

* Se cunosc şi excepţii de la această regulă, care vor fi studiate mai tîrziu.

Din exemplele anterioare s-a văzut că, în general, solubilitatea substanțelor crește cu temperatura, creșterea fiind mai mare pentru unele substanțe și mai redusă pentru altele.

Cum se explică apariția bulelor de gaz pe pereții interiori ai unui pahar cu apă rece, lăsat un timp la temperatura camerei?

Deci, și *temperatura influențează solubilitatea substanțelor*.

Spre deosebire de substanțele solide, solubilitatea gazelor în lichide scade o dată cu creșterea temperaturii.

Teme de control

1. Se dau următoarele substanțe chimice: I sodă caustică, NaOH; II mercur, Hg; III gips (sulfat de calciu hidratat). Ordinea crescîndă a solubilității este: a) II > I > III; b) I < III < II; c) II < III < I; d) I > II > III.

2. De ce zahărul se dizolvă mai repede în ceaiul fierbinte decît în cel rece?

3. Într-un pahar Berzelius cu 100 ml apă se introduce un bulgăre de 10 g de sare de bucătărie, iar într-un pahar Erlenmeyer cu 100 ml apă se introduc 10 g de pulbere de sare. Ce fenomene au loc și în ce interval de timp?

7.3. Clasificarea soluțiilor

7.3.1. Soluții saturate și nesaturate

La o temperatură dată, în 100 g de apă se poate dizolva o anumită cantitate maximă dintr-o substanță oarecare.

Astfel, la temperatura ambiantă (20°C), în 100 g de apă nu se pot dizolva mai mult de 36 g de clorură de sodiu, NaCl.

Sarea adăugată peste această valoare maximă rămîne nedizolvată, dacă temperatura soluției rămîne constantă.

Soluția care conține cantitatea maximă de substanță dizolvată, la o anumită temperatură, se numește soluție saturată.

Se înțelege ușor că:

Soluția care poate dizolva noi cantități de substanță, pînă la saturație, se numește soluție nesaturată.

7.3.2. Soluții concentrate și diluate

Cantitatea de substanță dizolvată într-o anumită cantitate de soluție se numește concentrație. În funcție de concentrație, soluțiile se pot clasifica în alte două categorii, și anume:

— soluții diluate și

— soluții concentrate.

Soluția diluată cuprinde o cantitate redusă de substanță dizolvată, iar soluția concentrată cuprinde o cantitate mare de substanță dizolvată. Astfel, la temperatura de 20°C, dizolvînd 5 g de clorură de sodiu NaCl în 95 g apă, se obține o soluție diluată de sare. Dizolvînd însă 25 g de clorură de sodiu NaCl în 75 g de apă, se obține o soluție concentrată de sare. Se atrage atenția asupra faptului că soluția concentrată nu trebuie confundată cu cea saturată. Astfel, soluția concentrată de clorură de sodiu trebuie să conțină 36 g de NaCl în 100 g de apă, pentru a deveni saturată.

Cum se clasifică soluțiile?
Găsiți elemente de comparație între tipurile de soluții cunoscute.

7.4. Concentrația soluțiilor

7.4.1. Concentrația procentuală

În mod frecvent, concentrația unei soluții se exprimă procentual.

Concentrația procentuală a unei soluții reprezintă cantitatea de substanță dizolvată în 100 g de soluție.

De exemplu, soluția de zahăr cu concentrația de 20% reprezintă soluția obținută prin dizolvarea a 20 g zahăr în 80 g apă, deci în total 100 g soluție.

Soluția de sulfat de cupru cu concentrația de 15% se obține prin dizolvarea a 15 g de sulfat de cupru, $CuSO_4$ anhidru (fără apă de cristalizare), în 85 g de apă, H_2O.

7.4.2. Exprimarea matematică a concentrației procentuale în funcție de masa dizolvantului și a substanței dizolvate

Pentru a ajunge la relația matematică a concentrației procentuale se notează cu m_s masa soluției, cu m_d masa substanței dizolvate și se face următorul raționament:

În m_s grame soluţie se găsesc dizolvate m_d grame substanţă.

În 100 grame soluţie se vor găsi dizolvate x grame substanţă, de unde:

$$x = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100,$$

x reprezentînd cantitatea de substanţă dizolvată în 100 g soluţie, este chiar concentraţia procentuală c a soluţiei.

Deci:

$$c = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100. \qquad (7.1)$$

Ţinîndu-se seamă de faptul că soluţia are doi constituenţi, dizolvantul şi dizolvatul, masa soluţiei se poate exprima prin masa celor doi constituenţi:

$$m_s = m_d + m_d'$$

în care m_d' este masa dizolvantului.

Cum, de cele mai multe ori, dizolvantul este apa, $m_d' = m_{H_2O}$, masa soluţiei se poate scrie:

$$m_s = m_d + m_{H_2O} \qquad (7.2)$$

Atenţie!

Deoarece în clasa a VII-a se vor considera numai soluţii apoase (dizolvantul va fi apa), în toate calculele ulterioare se va folosi relaţia 7.2.

Înlocuind în relaţia 7.1 masa soluţiei (m_s) cu expresia 7.2 se obţine formula cu ajutorul căreia se determină concentraţia procentuală a unei soluţii apoase.

$$\boxed{c = \frac{m_d}{m_d + m_{H_2O}} \cdot 100} \qquad (7.3)$$

7.5. Calcule referitoare la concentraţia procentuală a soluţiei

Calculele referitoare la concentraţia procentuală a soluţiilor se pot efectua corect şi rapid folosind relaţia 7.1.

În această relaţie fiind cuprinse trei mărimi variabile, cele mai simple probleme vor fi acelea în care două din aceste mărimi sînt cunoscute, cea de-a treia urmînd a fi determinată. Sînt posibile trei cazuri:

a. Determinarea concentraţiei c a soluţiei, cînd se cunoaşte masa substanţei dizolvate m_d şi cea a soluţiei m_s.

b. Determinarea masei substanţei dizolvate m_d, cînd se cunoaşte concentraţia c a soluţiei şi masa soluţiei m_s.

c. Determinarea masei soluţiei m_s, cînd se cunoaşte concentraţia c a soluţiei şi masa substanţei dizolvate, m_d.

Schematic, celei trei cazuri se pot reprezenta astfel:

$$c = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100$$

Mărimi cunoscute	m_d şi m_s	c şi m_s	c şi m_d
Mărimea necunoscută	$c = ?$	$m_d = ?$	$m_s = ?$
Relaţia matematică utilizată	$c = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100$	$m_d = \frac{c \cdot m_s}{100}$	$m_s = \frac{m_d \cdot 100}{c}$

Pentru însuşirea modului de rezolvare a problemelor de concentraţie, în continuare sînt prezentate cîteva exemple numerice.

Problema 1. În 200 g soluţie se găsesc 25 g de clorură de sodiu (sare de bucătărie). Care va fi concentraţia procentuală a saramurii obţinute?

Tabelul 7.1

Etapele de lucru		Rezolvarea problemelor
Datele problemei	→ cunoscute	$m_s = 200$ g soluţie $m_d = 25$ g sare (NaCl)
	→ necunoscute	$c = ?\%$
Relaţia matematică		$c = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100$
Rezolvarea numerică		$c = \frac{25}{200} \cdot 100 = 12{,}5$
Rezultatul obţinut		**R:** $c = 12{,}5\%$

Problema 2. Cît hidroxid de sodiu NaOH se găseşte în 320 g soluţie de hidroxid de sodiu de concentraţie 25%?

Tabelul 7.2

Etapele de lucru		Rezolvarea problemei
Datele problemei	→ cunoscute	$m_s = 320$ g soluţie $c = 25\%$
	→ necunoscute	$m_d = ?$ g NaOH
Relaţia matematică		$c = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100$
Rezolvarea numerică		$25 = \frac{m_d}{320} \cdot 100$ $m_d = \frac{25 \cdot 320}{100} = 80$
Rezultatul obţinut		**R:** $m_d = 80$ g NaOH

Problema 3. În cîte grame de soluţie se găsesc 90 g zahăr, dacă soluţia are concentraţia 30%?

Tabelul 7.3

Etapele de lucru	Rezolvarea problemei
Datele problemei → cunoscute	$m_d = 90$ g zahăr; $c = 30\%$
Datele problemei → necunoscute	$m_s = ?$ g soluţie
Relaţia matematică	$c = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100$
Rezolvarea numerică	$30 = \frac{90}{m_s} \cdot 100$ $m_s = \frac{90}{30} \cdot 100$ $m_s = 3 \cdot 100 = 300$
Rezultatul obţinut	**R:** $m_s = 300$ g soluţie

În practică nu se întîlnesc decît în cazuri rare probleme atît de simple. Pe structura exemplelor de mai sus pot fi însă rezolvate probleme de dificultate sporită, aşa după cum se va putea vedea din exemplele date în continuare.

Problema 4. Se ard în clor 9,2 g de sodiu. Presupunînd că toată cantitatea de substanţă rezultată s-a dizolvat în 200 g de apă, se cere să se determine concentraţia procentuală a soluţiei obţinute.

Tabelul 7.4

Etapele de lucru	Rezolvarea problemei
Datele problemei → cunoscute	$m_{Na} = 9{,}2$ g; $m_{H_2O} = 200$ g
Datele problemei → necunoscute	$c = ?$ %
Ecuaţia reacţiei chimice	$\overset{9,2}{2\,Na} + Cl_2 = \overset{x = m_d}{2\,NaCl}$ $2 \cdot 23 \qquad 2 \cdot 58{,}5$
Relaţia matematică	$c = \frac{m_d}{m_d + m_{H_2O}} \cdot 100$
Rezolvarea numerică	$m_d = \frac{2 \cdot 58{,}5 \cdot 9{,}2}{2 \cdot 23} = 23{,}4$ g NaCl $c = \frac{23{,}4 \text{ g}}{23{,}4 \text{ g} + 200 \text{ g}} \cdot 100 = 10{,}47\%$
Rezultatul obţinut	**R:** $c = 10{,}47\%$

Problema 5. Cît acid acetic trebuie să dizolvăm în apa rezultată prin arderea a 40 g hidrogen pentru a obţine o soluţie de oţet de 6%?

Tabelul 7.5

Etapele de lucru	Rezolvarea problemei
Datele problemei → cunoscute	$m_{H_2} = 40$ g; $c = 6\%$
Datele problemei → necunoscute	$m_d = ?$
Ecuaţia reacţiei chimice	$\overset{40}{\underset{2\cdot 2}{2\,H_2}} + O_2 = \overset{x = m_{H_2O}}{\underset{2\cdot 18}{2H_2O}}$
Relaţia matematică	$c = \frac{m_d}{m_d + m_{H_2O}} \cdot 100$
Rezolvare numerică	$m_{H_2O} = \frac{2 \cdot 18 \cdot 40}{2 \cdot 2} = 360$ g H_2O; $m_d = \frac{6 \cdot 360}{100 - 6} \simeq 23$ g acid acetic
Rezultatul obţinut	**R:** $m_d = 23$ g acid acetic

Problema 6. Într-o soluţie de zahăr cu concentraţia de 30% se găsesc dizolvate 90 g zahăr. Cîtă apă trebuie să se evapore pentru ca soluţia finală să prezinte o concentraţie procentuală de 50%?

Tabelul 7.6

Etapele de lucru	Rezolvarea problemei
Datele problemei → cunoscute	$c' = 30\%$; $m_d = 90$ g zahăr; $c'' = 50\%$
Datele problemei → necunoscute	$m_{H_2O} = ?$ g
Relaţia matematică	$c' = \frac{m_d \cdot 100}{m_d + m'_{H_2O}}$; $m'_{H_2O} = \frac{m_d(100-c')}{c'}$ $c'' = \frac{m_d \cdot 100}{m_d + m''_{H_2O}}$; $m''_{H_2O} = \frac{m_d(100-c'')}{c''}$
Rezolvarea numerică	$m'_{H_2O} = \frac{90(100-30)}{30} = 210$ g H_2O $m''_{H_2O} = \frac{90(100-50)}{50} = 90$ g H_2O $m_{H_2O} = 210 - 90 = 120$ g
Rezultatul obţinut	**R:** $m_{H_2O} = 120$ g

În concluzie, problemele în care intervine calculul concentrației procentuale se pot complica cu alte date, situații și calcule stoechiometrice, dar cel puțin una din etapele rezolvării se reduce la unul din cele trei cazuri prezentate în problemele 1, 2 și 3*.

Din capitolul *Soluții* rețineți:

Dizolvarea este fenomenul în urma căruia o substanță oarecare (solidă, lichidă sau gazoasă) se răspîndește printre moleculele altei substanțe, rezultînd un amestec omogen.

Soluția este amestecul omogen de două sau mai multe substanțe, obținut în urma dizolvării.

Componenții soluției sînt:
a) dizolvantul sau solventul, substanța în care se produce dizolvarea;
b) dizolvatul sau substanța dizolvată, substanța care se dizolvă.

Factorii care influențează dizolvarea aceleiași cantități de substanță în aceeași cantitate de dizolvant sînt:
a) gradul de fărîmițare a dizolvatului;
b) agitarea componenților soluției;
c) temperatura soluției.

Solubilitatea este proprietatea unei substanțe de a se dizolva într-o altă substanță.

Clasificarea substanțelor după solubilitate:
a) substanțe solubile;
b) substanțe greu solubile;
c) substanțe insolubile.

Factorii care influențează solubilitatea sînt:
a) natura substanței dizolvate;
b) natura dizolvantului;
c) temperatura.

Clasificarea soluțiilor după cantitatea de dizolvat cuprinsă în dizolvant:
a) soluție saturată, cea care conține cantitatea maximă de substanță dizolvată la o anumită temperatură;
b) soluție nesaturată, cea care poate dizolva noi cantități de substanță pînă la saturație.

Concentrația reprezintă cantitatea de substanță dizolvată într-o anumită cantitate de soluție.

Clasificarea soluțiilor după concentrație:
a) soluții diluate — cu concentrație redusă;
b) soluții concentrate — cu concentrație ridicată.

---

* Problemele legate de concentrațiile soluțiilor rezultate prin amestecarea a două sau mai multe soluții vor face obiectul ședințelor de cerc. Sub o formă sau alta ele vor aparține în final tot unuia dintre cele trei tipuri de probleme prezentate în acest paragraf.

A t e n ț i e!
Nu confundați soluțiile saturate cu cele concentrate și nici soluțiile nesaturate cu cele diluate.

Concentrația procentuală a unei soluții reprezintă cantitatea de substanță dizolvată în 100 g de soluție.

Exprimarea matematică a concentrației procentuale se realizează prin următoarele două relații:

$$c = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100 \text{ sau } c = \frac{m_d}{m_d + m_{H_2O}} \cdot 100,$$

în care:

m_d este masa substanței dizolvate;
m_s — masa soluției;
m_{H_2O} — masa dizolvantului (de obicei apa).

Probleme recapitulative

1. Cantitatea de hidroxid de sodiu care trebuie dizolvată pentru a obține 320 g soluție de sodă caustică cu concentrația de 25% este: a) 8 g NaOH; b) 80 g NaOH; c) 40 g NaOH; d) 800 g NaOH; e) 120 g NaOH.

2. Concentrația soluției obținute prin dizolvarea a 3 kg hidroxid de calciu în 297 kg de apă este: a) 1,91 %; b) 2 %; c) 1 %; d) 10 %.

3. Cantitatea de soluție care cuprinde 1 g de sare de lămîie într-o soluție de concentrație 0,2 % este: a) 50 g; b) 500 g; c) 5 g; d) 0,002 g.

4. Întocmiți și rezolvați trei probleme în genul celor prezentate mai sus. (Folosiți exemple de soluții utilizate de voi în viața de toate zilele.)

5. Se ard 80 g calciu în oxigen. Peste jumătate din cantitatea de oxid de calciu rezultat se adaugă 5,544 kg apă. Concentrația soluției de apă de var obținută va fi: a) 1,32%; b) 0,664%; c) 0,5%; d) 0,668%.

6. O soluție de piatră vînătă se tratează cu 320 g soluție de hidroxid de sodiu cu concentrația de 25%. Masa hidroxidului de cupru obținut este: a) 9,8 g $Cu(OH)_2$; b) 196 g $Cu(OH)_2$; c) 98 g $Cu(OH)_2$; d) 98 kg $Cu(OH)_2$.

7. Comparați enunțurile și rezolvările problemelor **1** cu **6** și **2** cu **5**. Stabiliți elementele comune și diferențiate. Care este concluzia la care ajungeți?

8. O soluție de sare de bucătărie cu concentrația 10% cuprinde 30 g de clorură de sodiu. Cantitatea de apă care trebuie să se evapore pentru ca soluția să-și dubleze concentrația este: a) 300 g H_2O; b) 270 g H_2O; c) 120 g H_2O; d) 150 g H_2O.

9. Comparaţi enunţurile şi rezolvările problemelor **1** cu **5** şi **3** cu **9**. Stabiliţi elementele comune şi diferenţiate. Care este concluzia la care ajungeţi?

10. Completaţi coloanele verticale din figura 7.3 utilizînd informaţiile:

1. Simbolul sulfului.
2. Amestec omogen de două sau mai multe substanţe, obţinute în urma dizolvării.
3. Denumirea substanţei care se dizolvă (articulat).
4. Lichid insolubil în apă.
5. Sulfatul de cupru este...... în apă.
6. Simbolul iodului.
7. Substanţa în care se produce dizolvarea.
8. Prima literă din simbolul iridiului.
9. Soluţie care conţine cantitatea maximă de substanţă dizolvată la o anumită temperatură.
10. Cel mai uzual dizolvant.
12. Fenomen care stă la baza obţinerii unei soluţii.

Verificaţi dacă pe orizontala 1 a rezultat proprietatea unei substanţe de a se dizolva în altă substanţă

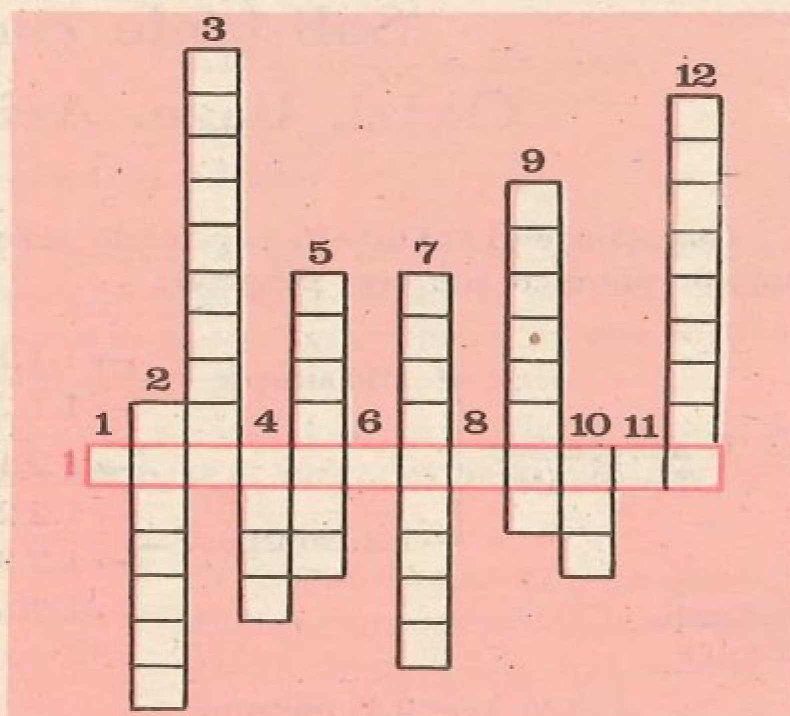
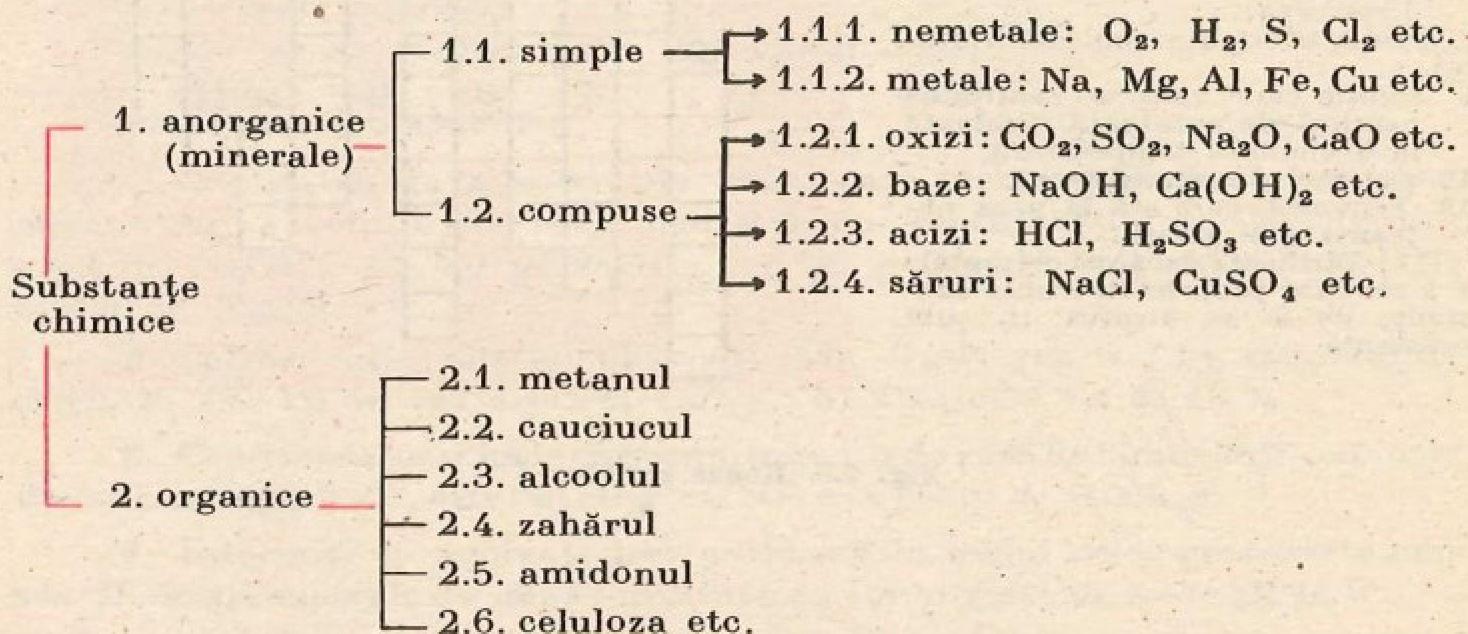


Fig. 7.3. Rebus chimic

8

Substanţe compuse. Oxizi. Baze. Acizi. Săruri

Cunoştinţele căpătate în capitolele precedente permit clasificarea substanţelor chimice conform schemei:



În continuare se vor studia substanţele anorganice compuse.

8.1. Oxizi

8.1.1. Definiţia oxizilor

În capitolul 4 s-a arătat că metalele şi nemetalele ard în oxigen formînd oxizi.

În compoziţia oxizilor intră totdeauna oxigenul, alături de un alt element. Deci, oxizii sînt substanţe binare.

Oxizii sînt compuşi binari ai oxigenului cu alte elemente, metale sau nemetale.

În lumina definiției date, apa H_2O este un oxid, oxid de hidrogen*. Din lecțiile anterioare se cunosc următorii oxizi:

CO_2 dioxid de carbon	Na_2O oxid de sodiu
SO_2 dioxid de sulf	HgO oxid de mercur
SO_3 trioxid de sulf	CaO oxid de calciu (var nestins)
P_2O_5 pentaoxid de fosfor	Al_2O_3 oxid de aluminiu.

8.1.2. Clasificarea oxizilor

După compoziție, oxizii se împart în două mari grupe: *oxizi de nemetal*, care cuprind în molecula lor atomi de oxigen și atomi de nemetal (vezi coloana din stînga, de mai sus) și *oxizi de metal*, care cuprind în compoziția lor atomi de oxigen și atomi de metal (vezi coloana din dreapta).

La proprietățile chimice ale apei s-a văzut că unii oxizi de metal și de nemetal reacționează cu apa formînd baze și respectiv acizi (vezi paragraful 6.4.2.).

> *Clasificați următorii oxizi:* K_2O, P_2O_3, NO_2, Fe_2O_3, *în funcție de compoziția lor.*

Datorită acestor proprietăți și a altor comportări chimice diferite, *oxizii de metal* se mai cunosc sub numele de *oxizi bazici*, iar cei *de nemetal*, *oxizi acizi*.

8.1.3. Denumirea oxizilor

În lecțiile anterioare, pentru denumirea oxizilor s-a folosit termenul de oxid, urmat de numele celuilalt element. De exemplu, MgO — *oxid de* magneziu, Al_2O_3 — *oxid de* aluminiu.

Elementele cu valențe variabile pot prezenta însă mai mulți oxizi. Denumirea acestora se formează cu ajutorul prefixelor: *mono*, *di*, *tri* etc., așezate înaintea termenului de oxid. De exemplu, SO_2 — *dioxid de* sulf, SO_3 — *trioxid de* sulf, MnO_2 — *dioxid de* mangan. În cazul oxizilor metalelor cu valență variabilă, se mai utilizează și notarea, cu cifre romane, a valenței metalului după denumirea acestuia. De exemplu, FeO — oxid de fier (II), Fe_2O_3 — oxid de fier (III).

> *Denumiți următorii oxizi:* Fe_2O_3, NO_2, NO, P_2O_3, BaO, K_2O.

---

* În conformitate cu regulile propuse de Uniunea Internațională de Chimie Pură și Aplicată (I.U.P.A.C.), apa este una dintre substanțele binare la care nu se aplică regula generală de denumire; de aceea nu o vom numi oxid de hidrogen, ci simplu: *apă*.

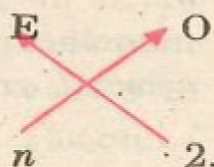
8.1.4. Formula generală a oxizilor

Folosind sistemul cunoscut de la determinarea formulelor substanţelor pe baza valenţei, se poate stabili formula generală a oxizilor, după etapele din tabelul 8.1, în care prin E s-a notat un element chimic oarecare.

Tabelul 8.1

Nr. crt.	Etapele de lucru	Rezolvarea etapelor	
1	Simboluri chimice	E	O
2	Valenţa	n	2
3	c.m.m.m.c.	$2n$	
4	Indici	$\frac{2n}{n}=2$	$\frac{2n}{2}=n$
5	Formula generală a oxizilor	E_2O_n	

Mai simplu, formula generală se poate stabili astfel:



deci E_2O_n.

Formula generală a oxizilor confirmă regula după care *pentru un compus binar produsul dintre valenţa şi numărul atomilor unui element chimic este întotdeauna egal cu produsul dintre valenţa şi numărul atomilor celuilalt element chimic.* Formula oricărui oxid poate fi dedusă din formula generală a oxizilor. Astfel, oxizii elementelor din grupa I principală a sistemului periodic au formula generală E_2O, de exemplu Na_2O, K_2O. Elementele divalente, situate în grupa a II-a principală a sistemului periodic, s-ar părea că dau oxizi de forma E_2O_2, dar, simplificat, formula devine EO. De exemplu, MgO, CaO.

> *Determinaţi formula generală a oxizilor pentru elementele din grupele principale III şi IV.*

8.1.5. Obţinerea oxizilor

Din lecţiile anterioare s-a văzut că oxizii se pot obţine fie prin reacţii de combinare (vezi paragraful 3.3.1), fie prin reacţii de descompunere vezi paragraful 3.3.2).

Obținerea oxizilor prin reacții de combinare. Arderea oricărui element în oxigen sau în aer corespunde unei reacții de combinare, al cărui produs este un oxid:

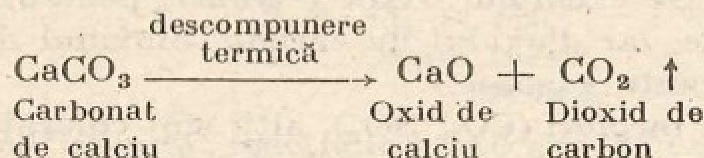





$$4\ Na + O_2 = 2Na_2O \qquad C + O_2 = CO_2$$
$$2\ Mg + O_2 = 2MgO \qquad S + O_2 = SO_2$$

Obținerea oxizilor prin reacții de descompunere. Descompunerea termică a carbonaților conduce la formarea concomitentă a unui oxid bazic și a unui oxid acid (vezi paragraful 3.3.2).

Obținerea oxidului de calciu, CaO, se realizează prin descompunerea termică a carbonatului de calciu, $CaCO_3$:



$$\underset{\text{Carbonat de calciu}}{CaCO_3} \xrightarrow{\text{descompunere termică}} \underset{\text{Oxid de calciu}}{CaO} + \underset{\text{Dioxid de carbon}}{CO_2} \uparrow$$

Această reacție își găsește aplicație în industrie, la obținerea varului nestins CaO.
Ca materie primă se folosește calcarul (piatra de var), al cărui component chimic principal este carbonatul de calciu. Obținerea varului nestins se realizează în cuptoare verticale cu funcționare continuă (fig. 8.1).

> *Ce metode de obținere propuneți pentru* CuO?

La noi în țară, cuptoare de var se găsesc la Tg. Jiu, Brașov, Bicaz, Aleșd, Fieni și în alte localități.

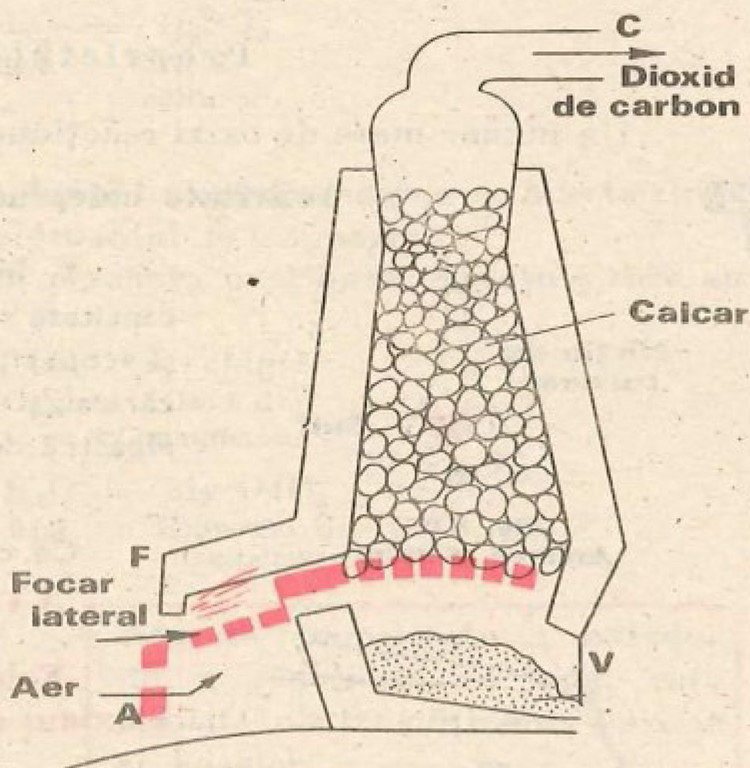


Fig. 8.1. Cuptor de var

Teme de control

1. Se dau următoarele formule chimice:

CO_2; FeO; N_2O_3; Li_2O; $HClO$; SnO; PbO_2; $HClO_3$

și se cere: — să se determine ce formule corespund oxizilor;
— să se denumească fiecare oxid recunoscut;
— să se specifice cărei categorii de oxizi aparține fiecare caz dat.

2. Propuneți două metode diferite de obținere a oxidului de magneziu MgO.

Scrieți ecuațiile reacțiilor respective.

Căror tipuri de reacții aparțin metodele de obținere propuse?

8.1.6. Proprietățile oxizilor

Proprietăți fizice

La temperatură obișnuită, marea majoritate a oxizilor sînt substanțe solide sau gazoase. De exemplu, oxizii metalici, pentaoxidul de fosfor etc. sînt substanțe solide, iar dioxidul de carbon, dioxidul de sulf, dioxidul de azot etc. sînt substanțe gazoase.

Unii oxizi sînt incolori (CO_2, SO_2), alții sînt colorați (CuO negru, CaO alb, HgO roșu etc.).

Proprietăți chimice

Un număr mare de oxizi reacționează cu apa.

Activitate independentă a elevilor



Fig. 8.2.
Arderea sulfului

1. Într-o capsulă de porțelan introduceți o cantitate redusă de sulf (pucioasă). Aprindeți sulful și acoperiți capsula cu o pîlnie de sticlă, de pereții căreia ați lipit în prealabil (prin umezire) o hîrtie albastră de turnesol* (fig. 8.2).

Ce observați?

Atenție!

Folosiți cantități mici de sulf, deoarece dioxidul de sulf rezultat este un gaz toxic.

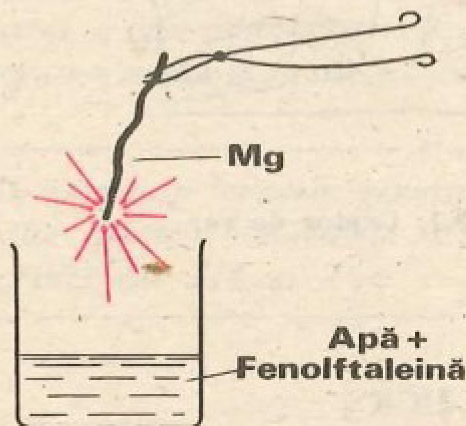


Fig. 8.3.
Arderea magneziului

2. Aprindeți o panglică de magneziu, prinsă într-un cleşte de fier (fig. 8.3).

Atenție!

Nu vă uitați la flacăra orbitoare produsă.

---

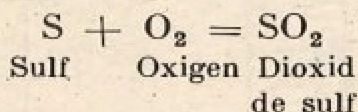
* Hîrtia de turnesol se obține prin îmbibarea unei hîrtii de filtru cu soluție apoasă de turnesol.

Introduceţi oxidul de magneziu rezultat într-un pahar Berzelius cu apă. Adăugaţi 3—4 picături de soluţie de fenolftaleină. Ce observaţi?

Fenolftaleina este un indicator foarte sensibil în mediu bazic, în care se colorează în roşu carmin. În soluţii acide sau neutre, fenolftaleina rămîne incoloră.

Explicaţia fenomenelor. Concluzii.

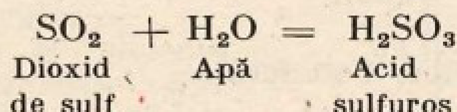
1. Prin arderea sulfului se formează dioxidul de sulf:



$$S + O_2 = SO_2$$

Sulf · Oxigen · Dioxid de sulf

Dioxidul de sulf rezultat reacţionează cu apa de pe hîrtia de filtru, formînd acidul sulfuros:



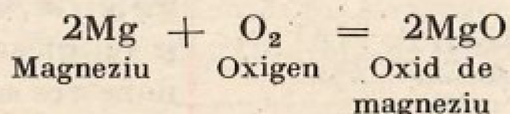
$$SO_2 + H_2O = H_2SO_3$$

Dioxid de sulf · Apă · Acid sulfuros

care înroşeşte hîrtia de turnesol.

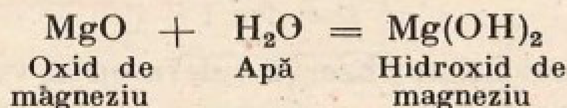
2. Prin arderea magneziului se obţine oxidul de magneziu. Acesta reacţionează parţial cu apa şi formează hidroxidul de magneziu.

Colorarea soluţiei în roşu indică prezenţa unei baze. Reacţiile care au avut loc sînt:



$$2Mg + O_2 = 2MgO$$

Magneziu · Oxigen · Oxid de magneziu



$$MgO + H_2O = Mg(OH)_2$$

Oxid de magneziu · Apă · Hidroxid de magneziu

Ce substanţe se obţin în urma reacţiilor dintre apă şi K_2O, *apă şi* CO_2?

Această proprietate a oxizilor de a reacţiona cu apa, este folosită pentru obţinerea acizilor şi bazelor.

Comportarea diferenţiată faţă de acizi şi baze a oxizilor este o altă proprietate importantă a acestora.

Activitate independentă a elevilor



1. Într-un cilindru, introduceţi o soluţie limpede de hidroxid de calciu (apă de var)*. Lăsaţi să ardă o lumînare în cilindrul acoperit cu un capac de carton, străbătut de suportul lumînării (fig. 8.4).

* Apa de var se obţine prin filtrarea laptelui de var, sau prin decantarea soluţiei limpezi, separate la suprafaţa sa.

Ce observați?

2. În alt cilindru, introduceți un vîrf de spatulă de oxid de cupru și turnați apoi soluție de acid clorhidric (fig. 8.5). Ce remarcați?

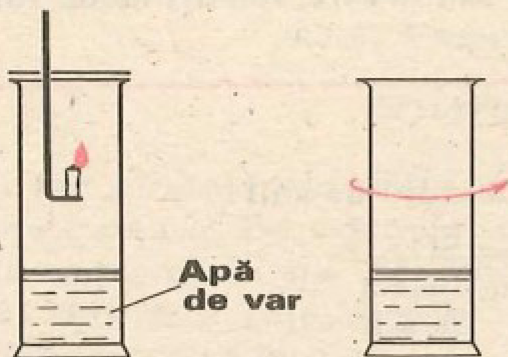


Fig. 8.4. Arderea lumînării în prezența apei de var

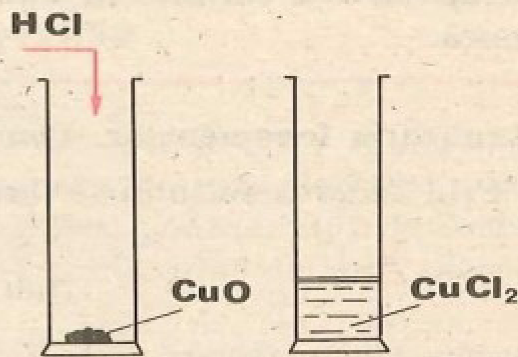
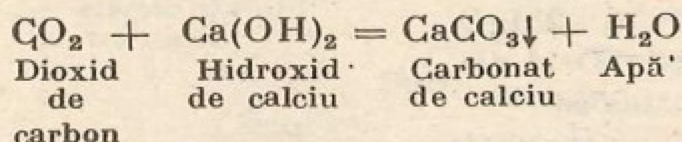


Fig. 8.5 Reacția oxidului de cupru cu acidul clorhidric

Explicația fenomenelor. Concluzii.

1. Cilindrul se umple treptat cu dioxid de carbon, care reacționează cu apa de var $Ca(OH)_2$, tulburînd-o.

Aspectul tulbure se datorează carbonatului de calciu rezultat, care este insolubil în apă:

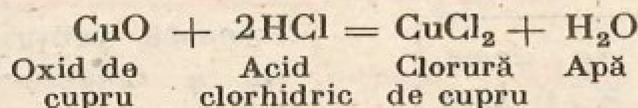


$$CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$$

Dioxid de carbon — Hidroxid de calciu — Carbonat de calciu — Apă

Reacția este cunoscută sub numele de tulburarea apei de var și se folosește ca reacție de recunoaștere a dioxidului de carbon.

2. La sfîrșitul reacției se observă colorarea în verde a soluției, datorită clorurii de cupru formată.



$$CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$$

Oxid de cupru — Acid clorhidric — Clorură de cupru — Apă

Ce produși rezultă prin barbotarea CO_2 *în soluție de* $Ba(OH)_2$? *Dar prin tratarea* CuO *cu* H_2SO_4?

Reacțiile oxizilor cu bazele, respectiv cu acizii, constituie metode de obținere a sărurilor.

Teme de control

1. Comparați comportarea indicatorilor: turnesol și fenolftaleină în mediu acid, bazic și neutru.

2. Exemplificați pentru oxidul de calciu CaO și dioxidul de carbon CO_2 proprietățile chimice ale oxizilor bazici și ale oxizilor acizi. Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice corespunzătoare.

8.1.7. Importanța oxizilor. Utilizări

Oxizii își găsesc o gamă foarte variată de utilizări.

Astfel, unii sînt folosiți ca materie primă, ca de exemplu: oxizii de fier pentru obținerea fontei și oțelului, oxidul de aluminiu pentru obținerea aluminiului etc.

Alți oxizi sînt utilizați ca pigmenți colorați, ca de exemplu: miniul de plumb, oxidul de fier, oxidul de crom, oxidul de zinc etc.

În industria chimică mulți oxizi sînt folosiți drept catalizatori, ca de exemplu: dioxidul de mangan (MnO_2), pentaoxidul de vanadiu (V_2O_5), oxidul de aluminiu (Al_2O_3).

În construcții, varul nestins (CaO) și nisipul (SiO_2) își găsesc utilizare la prepararea mortarului.

Dioxidul de carbon se folosește la fabricarea apei carbogazoase (sifonul), a băuturilor acidulate și la extragerea berii din butoaie (fig. 8.6).

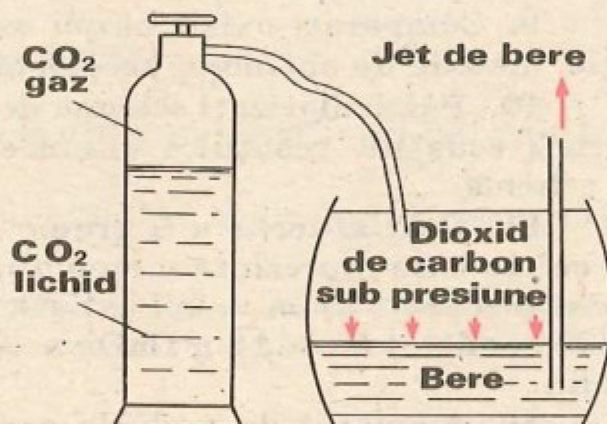
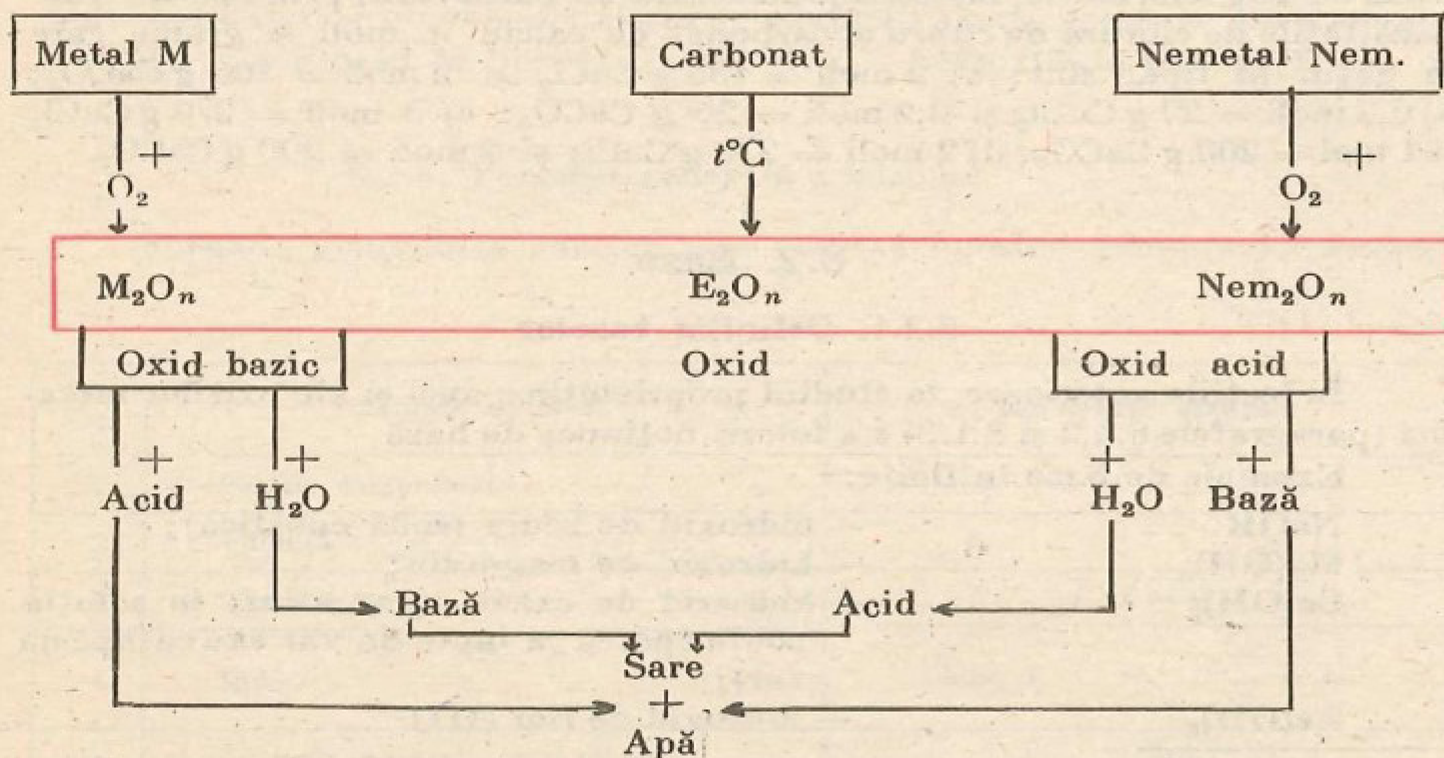


Fig. 8.6. Extragerea berii din butoi

Probleme recapitulative

Se dă schema program indicată mai jos și se cere ca pe baza informațiilor cuprinse în schemă să se rezolve următoarele probleme.



1. Din ce substanţe se pot obţine oxizii? Exemplificaţi.
2. Cum se pot clasifica oxizii? Daţi exemple din fiecare categorie.
3. Ce metode de obţinere a oxizilor bazici cunoaşteţi?
4. Ce metode de obţinere a oxizilor acizi cunoaşteţi?
5. Propuneţi două metode de obţinere a oxidului de cupru.
6. Propuneţi o metodă de obţinere a pentaoxidului de fosfor.
7. Care sînt substanţele compuse cu care pot reacţiona oxizii?
8. Ce produşi se pot obţine în urma reacţiei oxizilor cu alte substanţe compuse? Exemplificaţi fiecare caz în parte.
9. Comparaţi oxizii bazici cu oxizii acizi sub toate aspectele (compoziţie, metode de obţinere, proprietăţi fizice şi chimice, utilizări).
10. Particularizaţi schema de mai sus prin substanţe chimice cunoscute. Scrieţi ecuaţiile reacţiilor chimice corespunzătoare transformărilor cuprinse în schemă.
11. Prin arderea a 5 grame calciu metalic rezultă o masă m de oxid de calciu care reprezintă n moli din această substanţă. Valorile numerice ale lui m şi n sînt: a) $m = 0{,}7$ g CaO, $n = 0{,}0125$ moli; b) $m = 7$ g CaO, $n = 0{,}125$ moli; c) $m = 14$ g CaO, $n = 0{,}25$ moli; d) $m = 1{,}4$ g CaO, $n = 0{,}025$ moli.
12. Numărul de moli de carbonat de calciu din care se poate obţine aceeaşi cantitate de oxid de calciu ca în problema 11 este: a) 0,125 moli; b) 0,0125 moli; c) 0,25 moli; d) 0,025 moli.
13. Suma cantităţilor de oxid de calciu rezultată din problemele 11 şi 12 se tratează cu apă. Masa hidroxidului de calciu rezultat va fi: a) 9,25 g; b) 1,85 g; c) 18,5 g; d) 0,925 g.
14*. Se descompun termic 248 g $CuCO_3$. Oxidul metalic obţinut se tratează cu acid clorhidric, iar oxidul nemetalic se barbotează prin apă de var. Cantităţile de clorură de cupru şi carbonat de calciu în moli şi grame care se obţin în final sînt: a) 2 moli = 135 g $CuCl_2$ şi 2 moli = 100 g $CaCO_3$; b) 0,2 moli = 27 g $CuCl_2$ şi 0,2 moli = 20 g $CaCO_3$; c) 3 moli = 270 g $CuCl_2$ şi 1 mol = 200 g $CaCO_3$; d) 2 moli = 270 g $CuCl_2$ şi 2 moli = 200 g $CaCO_3$.

8.2. Baze

8.2.1. Definiţia bazelor

În lecţiile anterioare, la studiul proprietăţilor apei şi ale oxizilor metalici (paragrafele 6.4.2 şi 8.1.6) s-a folosit noţiunea de bază.

Exemple de baze întîlnite:


$NaOH$ — hidroxid de sodiu (sodă caustică);


$Mg(OH)_2$ — hidroxid de magneziu;


$Ca(OH)_2$ — hidroxid de calciu (var stins; în soluţie poate apărea ca lapte de var sau ca apă de var);


$Fe(OH)_3$ — hidroxid de fier (III).

* Problema poate fi rezolvată, teoretic şi experimental, în cadrul cercului de elevi.

Din formulele bazelor se deduce că în compoziția oricărei baze intră un atom de metal și una sau mai multe grupări OH, numite oxidril sau hidroxil. Gruparea hidroxil este monovalentă (—OH), deoarece teoretic se poate obține din apă, prin eliminarea unui atom de hidrogen.

Bazele sînt substanțe compuse în a căror compoziție intră un atom de metal și un număr de grupări hidroxil, egal cu valența metalului.

8.2.2. Clasificarea bazelor

După solubilitatea în apă bazele se clasifică în două mari categorii, și anume:

— baze solubile: hidroxidul de sodiu $NaOH$, hidroxidul de potasiu KOH etc.;

— baze insolubile sau, mai exact, greu solubile: hidroxidul de cupru $Cu(OH)_2$, hidroxidul de aluminiu $Al(OH)_3$, hidroxizii de fier (II) și (III) $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$ etc.

8.2.3. Denumirea bazelor

Denumirea bazelor se formează din termenul *hidroxid*, urmat de numele metalului. De exemplu, $NaOH$ *hidroxid* de sodiu, $Al(OH)_3$ *hidroxid* de aluminiu.

În cazul cînd metalul prezintă valență variabilă și deci formează mai mulți hidroxizi, la numele metalului se adaugă valența acestuia. De exemplu, $Fe(OH)_2$ — hidroxid de fier (II) și $Fe(OH)_3$ — hidroxid de fier (III).

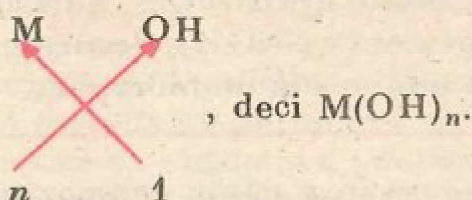
8.2.4. Formula generală a bazelor

Formula generală a bazelor se stabilește folosind procedeul cunoscut.

Tabelul 8.2

Nr. crt.	Etapele de lucru	Rezolvarea etapelor	
1	Părțile componente	M	OH
2	Valența	n	1
3	C.m.m.m.c.	$n \cdot 1 = n$	
4	Indici	$\frac{n}{n} = 1$	$\frac{n}{1} = n$
5	Formula generală a bazelor	$M(OH)_n$	

Mai simplu, formula generală se poate stabili astfel:



, deci $M(OH)_n$.

> *Ce formule au hidroxizii de sodiu și de calciu?*

După formula generală, bazele metalelor monovalente sînt de forma MOH, a celor divalente $M(OH)_2$, a celor trivalente $M(OH)_3$ etc.

8.2.5. Metode generale de obținere a bazelor

Bazele solubile se obțin în laborator prin două metode:

— reacția metalelor puternic electropozitive cu apa (vezi paragrafele 5.3.1. și 6.4.2.);

— reacția oxizilor metalici cu apa (vezi paragraful 8.1.6).



Demonstrație experimentală

Cu aceleași măsuri de precauție, ca la reacția sodiului cu apa (vezi paragraful 5.3.1) se efectuează reacția potasiului cu apa. Cristalizorul C se acoperă cu o pîlnie P de sticlă și se urmărește desfășurarea reacției, de la distanță. Ce observați?

Atenție! Vasul în care are loc reacția potasiului cu apa nu se lasă neacoperit, întrucît la sfîrșitul reacției stropii fierbinți de potasiu și de soluție se pot împrăștia în toate direcțiile.

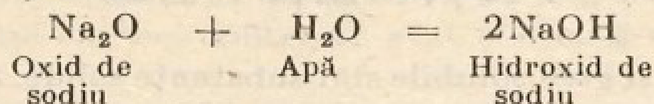
Fig. 8.7. Reacția potasiului cu apa

Explicația fenomenelor. Potasiul reacționează violent cu apa (fig. 8.7). Hidrogenul dezvoltat în timpul reacției se aprinde și arde cu flacără violetă datorită prezenței vaporilor de potasiu. Prezența hidroxidului de potasiu format se pune în evidență cu soluție de fenolftaleină, care se înroșește.



$$\underset{\text{Potasiu}}{2K} + \underset{\text{Apă}}{2H_2O} = \underset{\text{Hidroxid de potasiu}}{2KOH} + \underset{\text{Hidrogen}}{H_2\uparrow}$$

Oxizii metalelor alcaline și alcalino-pămîntoase reacționează cu apa formînd baze. De exemplu:



$$\underset{\text{Oxid de sodiu}}{Na_2O} + \underset{\text{Apă}}{H_2O} = \underset{\text{Hidroxid de sodiu}}{2NaOH}$$

> *Propuneți metode de obținere pentru* $Ca(OH)_2$ și $Mg(OH)_2$.

Reacțiile oxizilor de calciu și magneziu cu apa decurg în mod analog.

Bazele greu solubile în apă se obțin prin reacția de schimb între o sare solubilă și o bază alcalină.

Activitate independentă a elevilor

Introduceți într-o eprubetă 2—3 ml soluție de sulfat de cupru (fig. 8.8) și adăugați soluție de hidroxid de sodiu. Ce observați?

Explicația fenomenelor. Sulfatul de cupru $CuSO_4$ reacționează cu hidroxidul de sodiu NaOH și formează un precipitat albastru de $Cu(OH)_2$:



$$\underset{\text{Sulfat de cupru}}{CuSO_4} + \underset{\text{Hidroxid de sodiu}}{2NaOH} = \underset{\text{Hidroxid de cupru}}{Cu(OH)_2\downarrow} + \underset{\text{Sulfat de sodiu}}{Na_2SO_4}$$

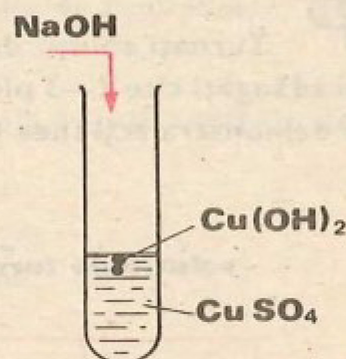


Fig. 8.8. Reacția sulfatului de cupru cu hidroxidul de sodiu

Concluzie. Reacția dintre o sare solubilă și o bază puternică conduce la formarea unei alte baze și o altă sare.

> *Din* $FeCl_3$ *obțineți* $Fe(OH)_3$, *știind că acesta este un hidroxid greu sosolubil.*

Teme de control

1. Se dau următoarele formule chimice: NaOH, HOH, $Mg(OH)_2$, $SO_2(OH)_2$; $Al(OH)_3$; NO_2OH; $Fe(OH)_2$; $Fe(OH)_3$; $AlCl_3$. Determinați care din aceste formule corespund bazelor și stabiliți denumirea acestora. Argumentați alegerea făcută.

2. Care din bazele enumerate la tema 1 se pot obține în urma reacției metalului cu apa? Dar prin reacția de schimb între o sare solubilă și o bază alcalină? Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice corespunzătoare.

8.2.6. Proprietățile bazelor

Proprietăți fizice

Bazele solubile și greu solubile sînt substanțe solide, albe: NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$, $Al(OH)_3$ sau colorate: $Cu(OH)_2$ albastru, $Fe(OH)_3$ brun roșcat.

Soluțiile bazelor solubile sînt leșioase și lunecoase la pipăit, vatămă pielea și organismul.

Atenție! Lucrați cu multă grijă cu NaOH și KOH. Aceste substanțe distrug hainele, pielea și hîrtia.

Acțiunea bazelor asupra indicatorilor



Activitate independentă a elevilor

Turnați soluții de NaOH, KOH și $Ca(OH)_2$* în trei eprubete diferite (fig.8.9) și adăugați cîte 2—3 picături de soluție de turnesol. Procedați în mod similar pentru a demonstra acțiunea bazelor asupra fenolftaleinei (fig. 8.10). Ce observați?

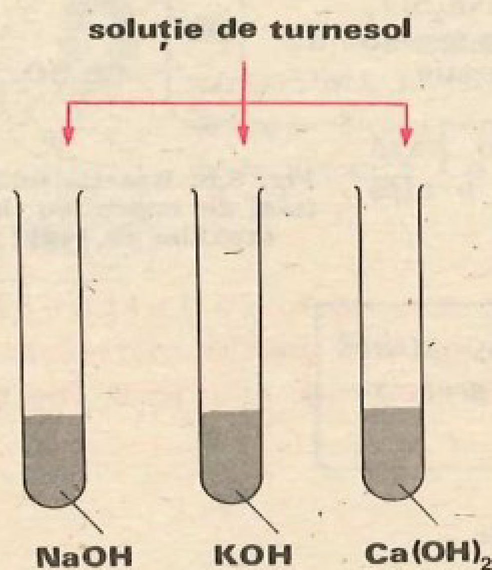


Fig. 8.9.
Acțiunea bazelor asupra turnesolului

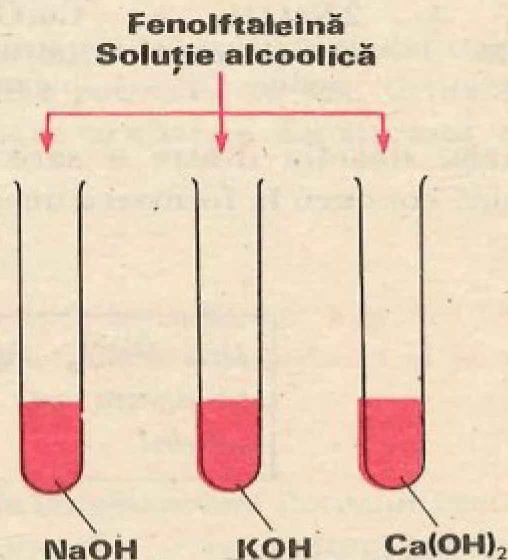


Fig. 8.10.
Acțiunea bazelor asupra fenolftaleinei

Concluzie. Toate bazele solubile albăstresc turnesolul și înroșesc fenolftaleina, proprietăți folosite la identificarea bazelor.

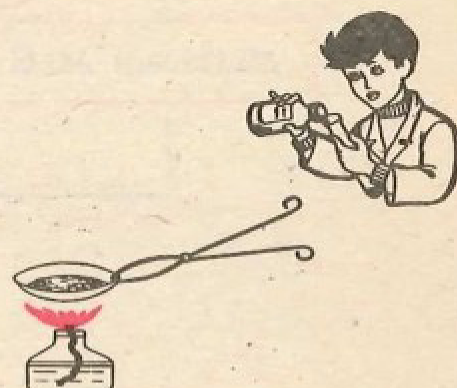
---

* Se va lucra cu soluție limpede de $Ca(OH)_2$ (apă de var).

Proprietăți chimice

Reacția de neutralizare. Toate bazele reacționează cu acizii, formînd săruri și apă. Reacția chimică dintre un acid și o bază se numește *reacție de neutralizare*.

Activitate independentă a elevilor



Puneți într-o capsulă colorată 3 picături de soluție de NaOH și 3 picături de soluție de HCl. Agitați cu grijă lichidul și încălziți ușor capsula (fig. 8.11). Ce observați?

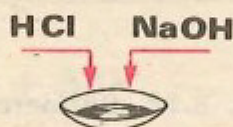
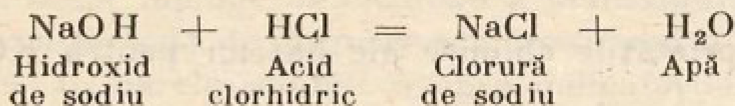


Fig. 8.11. Reacția de neutralizare

Explicația fenomenelor. Apa se evaporă și în capsulă rămîn cristale de sare.



$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$$

Hidroxid de sodiu; Acid clorhidric; Clorură de sodiu; Apă

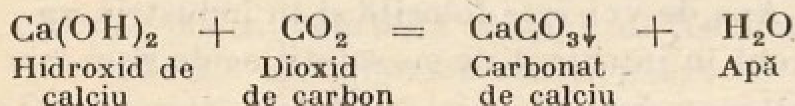
Generalizînd, reacția se poate scrie:



Bază + Acid = Sare + Apă.

Reacțiile bazelor cu oxizii acizi. Bazele reacționează cu oxizii acizi, formînd săruri și apă (vezi paragraful 8.1.6).

Reamintim reacția de recunoaștere a dioxidului de carbon:



$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$$

Hidroxid de calciu; Dioxid de carbon; Carbonat de calciu; Apă

> Această reacție stă la baza fenomenului de întărire a amestecului de var stins și nisip, denumit mortar (fig. 8.12). Mortarul servește la legarea cărămizilor între ele și la tencuieli, întrucît hidroxidul de calciu, prin absorbția dioxidului de carbon din aer, se transformă în carbonat de calciu, substanță solidă insolubilă în apă.

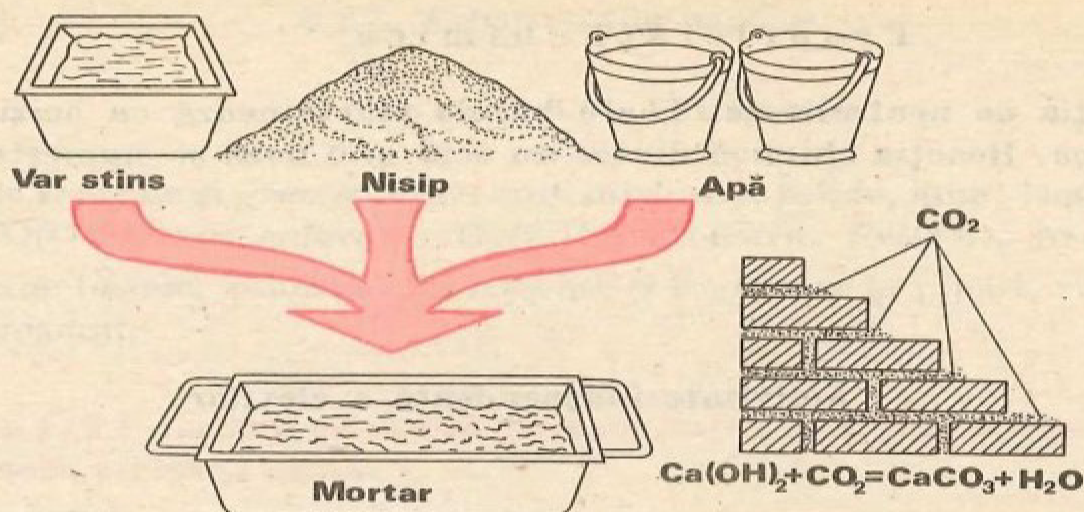


Fig. 8.12. Obţinerea şi utilizarea mortarului

Reacţia bazelor cu sărurile. Bazele solubile, aşa cum s-a văzut în paragraful 8.2.5, reacţionează cu sărurile şi formează baze şi săruri noi.

Temă de control

Aplicaţi proprietăţile chimice ale bazelor pentru KOH.

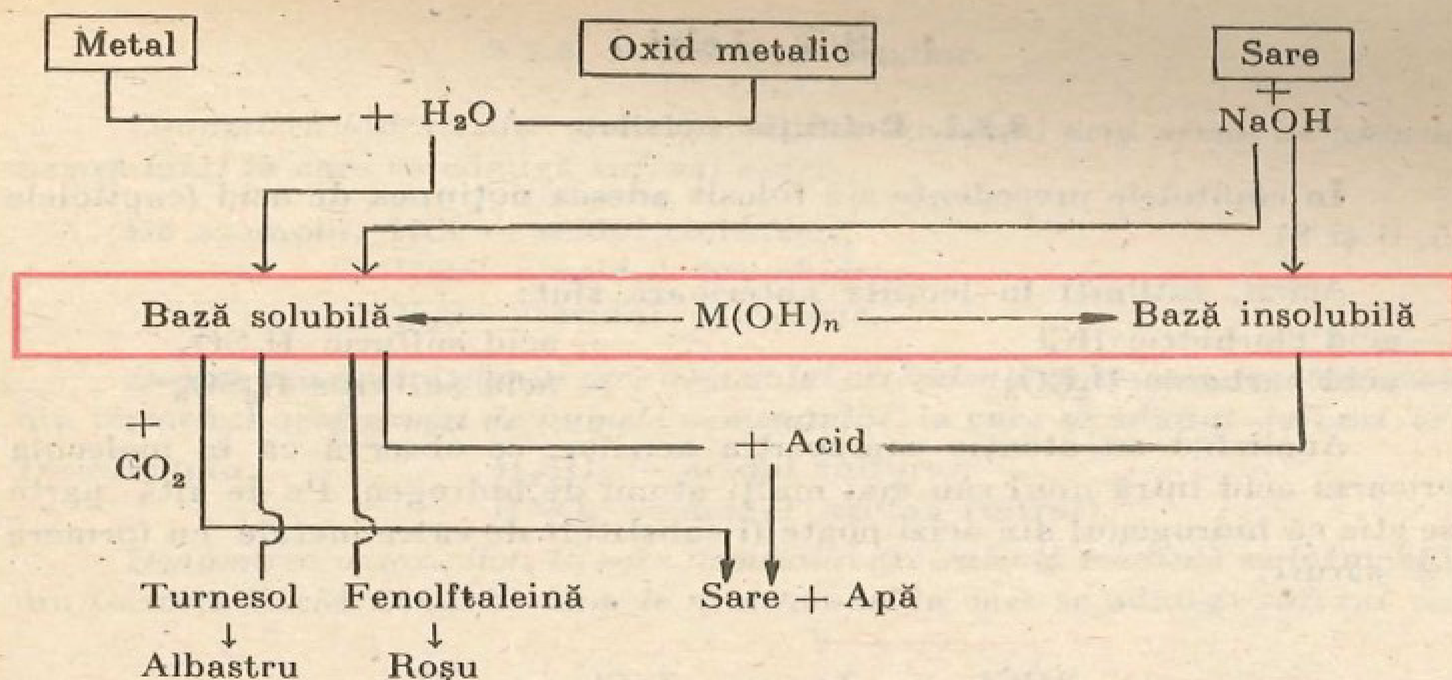
8.2.7. Importanţa şi utilizările bazelor

Bazele metalelor alcaline, NaOH şi KOH constituie reactivi frecvent folosiţi în laboratoare. În industrie, hidroxidul de sodiu (soda caustică) este utilizat la fabricarea săpunului, la obţinerea fibrelor artificiale, la mercerizarea bumbacului, la fabricarea sodei de rufe (Na_2CO_3) etc.

Hidroxidul de calciu constituie o substanţă de primă importanţă în industrie şi în construcţii. Laptele de var (soluţie obţinută prin dizolvarea $Ca(OH)_2$ în apă) este folosit la văruirea clădirilor, la obţinerea mortarului, la fabricarea zemii bordeleze etc. Apa de var este folosită şi în industria zahărului, în medicină, ca neutralizant în intoxicaţiile cu soluţii acide şi în laborator pentru recunoaşterea CO_2.

Probleme recapitulative

Se dă schema program indicată la pagina 165 şi se cere ca pe baza informaţiilor cuprinse în schemă să se rezolve următoarele probleme.



1. Din ce clase de substanţe se pot obţine bazele?
2. Cum se pot clasifica bazele? Daţi exemple din fiecare clasă.
3. Ce metodă de obţinere a bazelor solubile şi insolubile cunoaşteţi?
4. Propuneţi două metode de obţinere a hidroxidului de calciu.
5. Propuneţi o metodă de obţinere a hidroxidului de Fe (III).
6. Ce acţiune au bazele solubile asupra indicatorilor?
7. Cu ce substanţe compuse pot reacţiona bazele şi ce produşi rezultă? Exemplificaţi fiecare caz în parte.
8. Comparaţi bazele solubile cu cele insolubile, sub toate aspectele.
9. Particularizaţi schema de mai sus prin substanţe cunoscute. Scrieţi ecuaţiile reacţiilor corespunzătoare transformărilor cuprinse în schemă.
10. Cum se poate obţine practic carbonatul de calciu, pornind de la varul nestins?
11. Cum se poate obţine teoretic sulfatul de potasiu, pornind de la potasiu metalic?
12. Trei sticluţe identice, în care se ştie că erau soluţii de clorură de calciu, hidroxid de potasiu şi apă de var, s-au găsit în laborator neetichetate. Cum se poate identifica conţinutul fiecărei sticluţe?
13. 0,1 moli potasiu reacţionează cu apă şi formează o soluţie bazică. Prin această soluţie bazică se barbotează dioxid de carbon. Cantitatea de carbonat de potasiu (exprimată în grame şi moli) rezultată la sfîrşitul acestor procese chimice este: a) 0,5 moli = 6,9 g K_2CO_3; b) 0,05 moli = 6,9 g K_2CO_3; c) 0,05 moli = 13,8 g K_2CO_3; d) 0,5 moli = 69 g K_2CO_3.
14. O soluţie de clorură de fier (III) se tratează cu 0,03 moli hidroxid de sodiu. Peste precipitatul format se toarnă acid sulfuric în exces. Masa de sare formată în final este: a) 4 g $Fe_2(SO_4)_3$; b) 2 g $FeSO_4$; c) 2g $Fe_2(SO_4)_3$; d) 0,009 moli $Fe_2(SO_4)_3$.

8.3. Acizi

8.3.1. Definiția acizilor

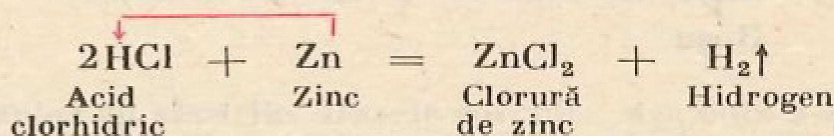
În capitolele precedente s-a folosit adesea noțiunea de acid (capitolele 5, 6 și 8).

Acizii, întîlniți în lecțiile anterioare sînt:

— acid clorhidric HCl — acid sulfuric H_2SO_4

— acid carbonic H_2CO_3 — acid sulfuros H_2SO_3

Analizînd cu atenție compoziția acizilor, se observă că în molecula oricărui acid intră unul sau mai mulți atomi de hidrogen. Pe de altă parte se știe că hidrogenul din acizi poate fi substituit de către metale cu formare de săruri:



$$2HCl + Zn = ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

Acid clorhidric — Zinc — Clorură de zinc — Hidrogen

Din cele două observații de mai sus se deduce definiția acizilor.

Acizii sînt substanțe compuse în a căror compoziție intră, pe lîngă atomi ai nemetalelor, unul sau mai mulți atomi de hidrogen, care pot fi substituiți cu atomi de metal, dînd naștere la săruri.

Conform acestei definiții substanțele chimice cu formulele: HBr, HI, H_2S, HNO_3, HNO_2, H_3PO_4, H_3PO_3 sînt acizi.

8.3.2. Clasificarea acizilor

După compoziție, acizii se pot clasifica în două mari categorii:

— *hidracizi*, cei care conțin în molecula lor numai atomi de hidrogen și de nemetal;

— *oxiacizi* sau acizi oxigenați, cei care conțin în molecula lor, pe lîngă atomi de hidrogen și nemetal, și atomi de oxigen. De exemplu:

— hidracizi HCl, HBr, HI, H_2S etc.

— oxiacizi H_2SO_3, H_2SO_4, H_2CO_3 etc.

După numărul atomilor de hidrogen, care pot fi înlocuiți cu metale, acizii se pot împărți în trei mari grupe, și anume:

— *acizi monobazici*, de ex. HCl, HBr, HI, HNO_3, HNO_2;

— *acizi dibazici*, de ex. H_2S, H_2SO_3, H_2SO_4, H_2CO_3;

— *acizi tribazici*, de ex. H_3PO_4.

8.3.3. Denumirea acizilor

Denumirea hidracizilor se formează din termenul *acid urmat de numele nemetalului* la care se adaugă *sufixul hidric.*

De exemplu: HCl — acidul clor*hidric*,
HBr — acidul brom*hidric*,
H_2S — acidul sulf*hidric*.

Denumirea oxiacizilor în care nemetalul are valență inferioară, se formează din termenul *acid urmat de numele nemetalului*, la care se adaugă *sufixul os.*

De exemplu: H_2SO_3 — acidul sulfur*os*,
HNO_2 — acidul azot*os* (nitr*os*),

Denumirea oxiacizilor, în care nemetalul are valență maximă se formează din termenul *acid urmat de numele nemetalului* la care se adaugă *sufixul ic.*

De exemplu:

H_2SO_4 — acidul sulfur*ic*,
HNO_3 — acidul azot*ic* (nitr*ic*),
H_3PO_4 — acidul fosfor*ic*,
H_2CO_3 — acidul carbon*ic*.

Clasificați și denumiți următorii acizi: HF, HI *și* H_2SiO_3.

8.3.4. Radicalul acid

Din reacțiile chimice la care au participat acizii se observă că, în moleculele acestora, pe lîngă atomi de hidrogen, se găsesc și atomi, sau grupe de atomi, care în timpul reacțiilor se păstrează neschimbate.

Atomul sau grupul de atomi care intră în compoziția moleculelor acizilor și care în reacțiile chimice rămîne neschimbat se numește radical acid.

Teoretic, radicalul acid provine prin eliminarea totală sau parțială a atomilor de hidrogen din molecula acidului. Convențional îl vom nota cu A. Valența radicalului acid va fi determinată de numărul atomilor de hidrogen, care au fost substituiți sau eliminați din molecula acidului. De exemplu:
— radicalul acidului clorhidric HCl va fi: Cl(I);
— radicalii acidului sulfhidric H_2S vor fi: (HS)(I) și S(II);
— radicalii acidului sulfuric H_2SO_4 vor fi: (HSO_4)(I) și (SO_4)(II);
— radicalii acidului fosforic H_3PO_4 vor fi: (H_2PO_4)(I); (HPO_4)(II) și (PO_4) (III).

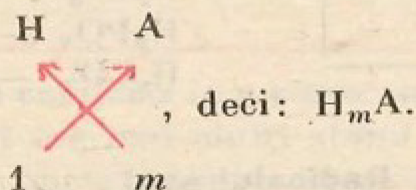
8.3.5. Formula generală a acizilor

Aplicînd raționamentul cunoscut, formula generală a acizilor se obține astfel:

Tabelul 8.3

Nr. crt.	Etapele de lucru	Rezolvarea etapelor	
1	Părțile componente	H	A
2	Valența	1	m
3	C.m.m.m.c.	$1 \cdot m = m$	
4	Indici	$\frac{m}{1} = m$	$\frac{m}{m} = 1$
5	Formula generală a acizilor	H_mA	

Mai simplu, formula generală se poate stabili astfel:



$$\overset{1}{H}\ \overset{m}{A}\text{, deci: } H_mA.$$

Înlocuind pe A cu radicalii cunoscuți, și pe m cu valența acestora, se pot obține formulele acizilor. De exemplu:

Pentru A = Cl(I) se obține formula HCl — acidul clorhidric.
Pentru A = HS(I) se obține formula H_2S — acidul sulfhidric.
Pentru A = S(II) se obține formula H_2S — acidul sulfhidric.
Pentru A = PO_4(III) se obține formula H_3PO_4 — acidul fosforic.

Teme de control

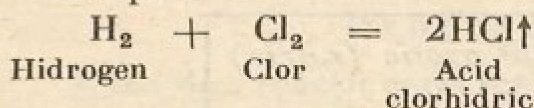
1. Deduceți formulele acizilor indicați mai jos utilizînd informațiile date: acidul fluorhidric ....A = ionul monovalent al fluorului;
acidul silicic ....A = SiO_3; $m = 2$.

2. Cărei categorii de acizi aparține fiecare acid specificat în exercițiul precedent (1)?.

3. Amoniacul, NH_3 și metanul, CH_4 sînt substanțe compuse care cuprind în compoziția lor hidrogen. Sînt aceste substanțe chimice acizi? Argumentați răspunsul.

8.3.6. Metode generale de obţinere a acizilor

Hidracizii se pot obţine prin sinteză. De exemplu:

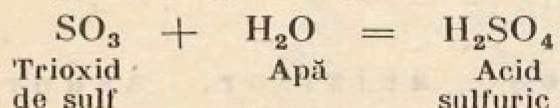


$$\underset{\text{Hidrogen}}{H_2} + \underset{\text{Clor}}{Cl_2} = \underset{\text{Acid clorhidric}}{2HCl\uparrow}$$

În industrie, sinteza acidului clorhidric este realizată prin arderea hidrogenului într-o atmosferă de clor, într-un cuptor special *C* (fig.8.13). Acidul clorhidric gazos rezultat este introdus în coloana de absorbţie *C.A.*, unde se dizolvă în apa care curge în contracurent. Se obţine soluţie de acid clorhidric.

În ţara noastră se obţine acid clorhidric la Govora, Oneşti, Turda etc.

Oxiacizii se pot obţine din oxizii acizi prin reacţie cu apa. De exemplu:



$$\underset{\text{Trioxid de sulf}}{SO_3} + \underset{\text{Apă}}{H_2O} = \underset{\text{Acid sulfuric}}{H_2SO_4}$$

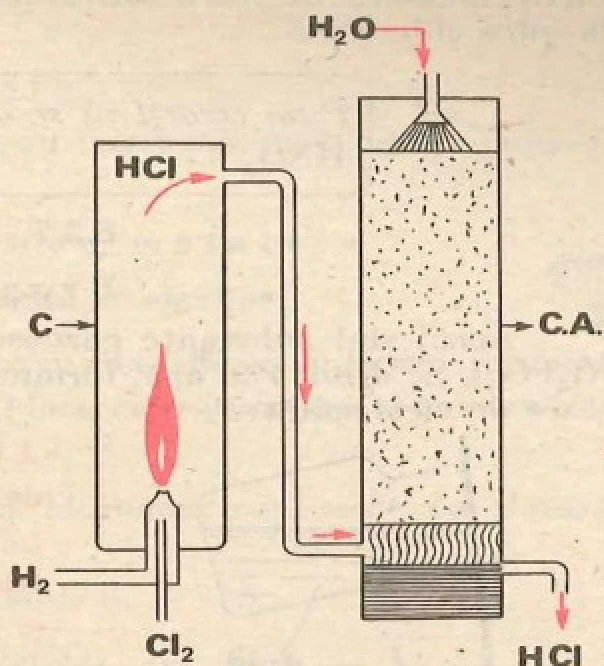
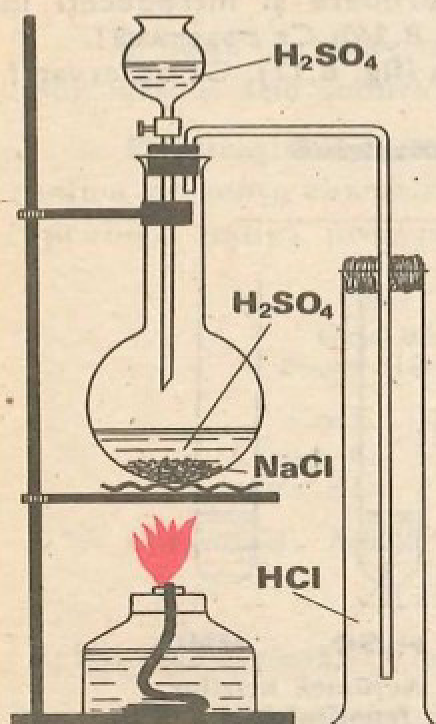


Fig. 8.13. Sinteza industrială a acidului clorhidric

Reacţia de mai sus este întîlnită în una din etapele de obţinere industrială a acidului sulfuric.

În ţara noastră, acidul sulfuric se obţine la Năvodari, Turnu-Măgurele, Valea Călugărească etc.

Cea mai frecventă metodă de laborator, utilizată atît pentru hidracizi cît şi pentru oxiacizi, constă în *tratarea sărurilor cu acizi mai puternici*.



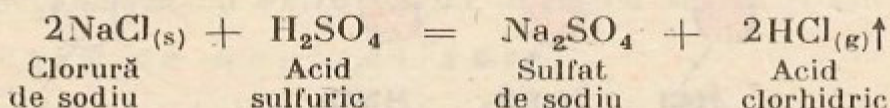
Demonstraţie experimentală

Într-un balon se introduce clorură de sodiu solidă. Se astupă balonul cu un dop prevăzut cu două orificii, în care se montează o pîlnie cu robinet şi un tub de culegere (fig. 8.14). Prin pîlnie se toarnă soluţia de H_2SO_4 se încălzeşte cu grijă balonul, pe sită, şi se culege acidul clorhidric gazos rezultat într-un cilindru, astupat cu un dop de vată.



Ce observaţi?

Explicaţia fenomenelor. Acidul sulfuric pune în libertate acidul clorhidric din sarea sa, NaCl.



$$\underset{\text{Clorură de sodiu}}{2NaCl_{(s)}} + \underset{\text{Acid sulfuric}}{H_2SO_4} = \underset{\text{Sulfat de sodiu}}{Na_2SO_4} + \underset{\text{Acid clorhidric}}{2HCl_{(g)}\uparrow}$$

Fig. 8.14. Obţinerea acidului clorhidric în laborator →

Prezența acidului clorhidric gazos se pune în evidență cu ajutorul unei hîrtii albastre de turnesol umezită, care se înroșește cînd este adusă la gura cilindrului.

> *Cum credeți că se obține acidul azotic (nitric)* HNO_3*?*

8.3.7. Proprietățile acizilor

Proprietăți fizice

Acizii sînt substanțe gazoase (HCl), lichide (H_2SO_4, HNO_3) și solide (H_3PO_4). Se dizolvă în apă, formînd soluții cu gust acrișor și bune conducătoare de electricitate.

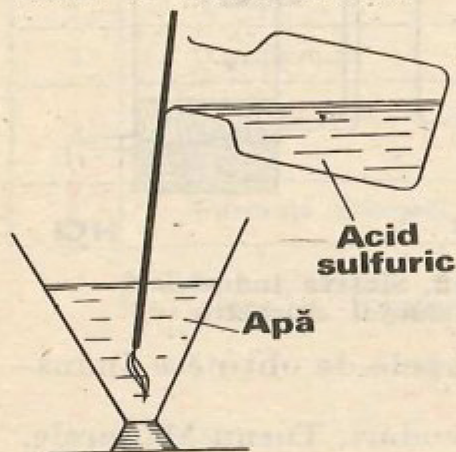


Fig. 8.15. Dizolvarea acidului sulfuric în apă

Atenție! Aviditatea acidului sulfuric față de apă este foarte mare. De aceea, ***cînd dizolvăm acidul sulfuric*****, se lasă să se prelingă treptat, pe o baghetă de sticlă** ***acidul în apă*** **și nu invers (fig. 8.15).**

Acțiunea acizilor asupra indicatorilor

În toate cazurile precedente prezența acizilor s-a pus în evidență prin proprietatea acestora de a modifica culoarea turnesolului.

Activitate independentă a elevilor

Turnați soluții de HCl, H_2SO_4 și HNO_3 în trei eprubete și introduceți în fiecare eprubetă 2—3 picături de soluție de turnesol (fig. 8.16). Ce observați? Repetați experiența folosind drept indicator fenolftaleina (fig. 8.17). Ce observați?

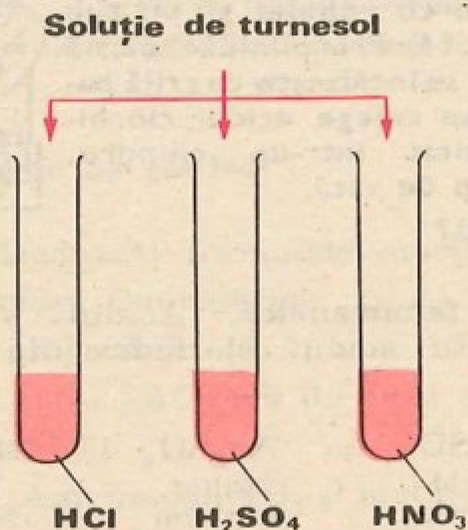


Fig. 8.16. Acțiunea acizilor asupra turnesolului

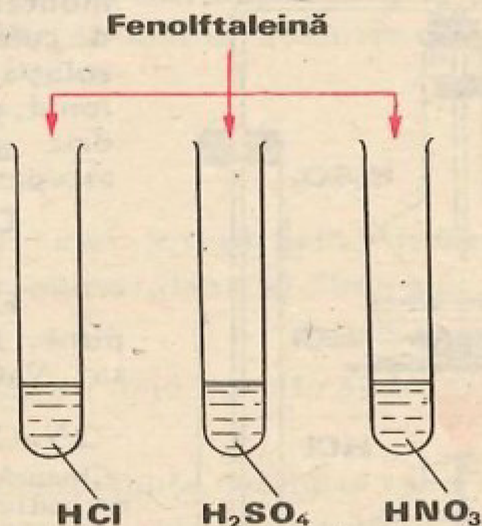


Fig. 8.17. Acțiunea acizilor asupra fenolftaleinei

Explicaţia fenomenelor. Acizii înroşesc soluţia de turnesol. Fenolftaleina rămîne incoloră în mediu acid.

Proprietăţi chimice

Acizii dau reacţii caracteristice, care au fost întîlnite în cursul lecţiilor precedente.

Reacţia acizilor cu metalele

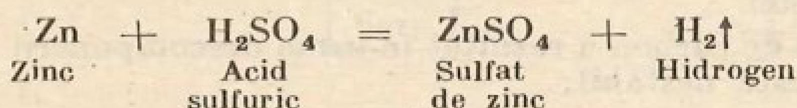
Activitate independentă a elevilor



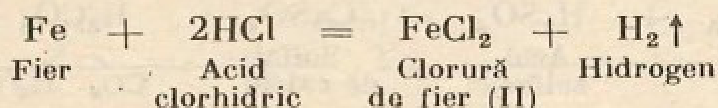
Într-o eprubetă se tratează granule de zinc cu acid sulfuric, iar în altă eprubetă pilitură de fier cu acid clorhidric. Ce observaţi? Încercaţi natura gazului cu un chibrit aprins.

Explicaţia fenomenelor. Se dezvoltă hidrogen, care arde cu flacără albastră.

Ecuaţiile reacţiilor care au avut loc sînt:



$$\underset{\text{Zinc}}{Zn} + \underset{\text{Acid sulfuric}}{H_2SO_4} = \underset{\text{Sulfat de zinc}}{ZnSO_4} + \underset{\text{Hidrogen}}{H_2\uparrow}$$



$$\underset{\text{Fier}}{Fe} + \underset{\text{Acid clorhidric}}{2HCl} = \underset{\text{Clorură de fier (II)}}{FeCl_2} + \underset{\text{Hidrogen}}{H_2\uparrow}$$

Concluzie. Acizii reacţionează cu unele metale, formînd săruri și eliberînd hidrogenul.

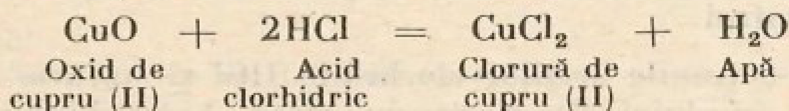
Reacţia acizilor cu oxizii metalelor

Activitate independentă a elevilor



În două eprubete trataţi oxidul de cupru (II) CuO cu soluţii diluate de acid clorhidric şi acid sulfuric. Ce observaţi?

Explicaţia fenomenelor. Culoarea verde a soluţiei din prima eprubetă indică prezenţa clorurii de cupru (II). Culoarea albastră a soluţiei din a doua eprubetă indică prezenţa sulfatului de cupru (II).



$$\underset{\text{Oxid de cupru (II)}}{CuO} + \underset{\text{Acid clorhidric}}{2HCl} = \underset{\text{Clorură de cupru (II)}}{CuCl_2} + \underset{\text{Apă}}{H_2O}$$

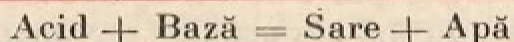


$$\underset{\text{Oxid de cupru (II)}}{CuO} + \underset{\text{Acid sulfuric}}{H_2SO_4} = \underset{\text{Sulfat de cupru (II)}}{CuSO_4} + \underset{\text{Apă}}{H_2O}$$

Concluzie. Acizii reacţionează cu oxizii bazici, formînd săruri și apă.

Reacţia de neutralizare

Acizii reacţionează cu bazele, formînd săruri și apă, conform reacţiei generale:



$$\text{Acid} + \text{Bază} = \text{Sare} + \text{Apă}$$



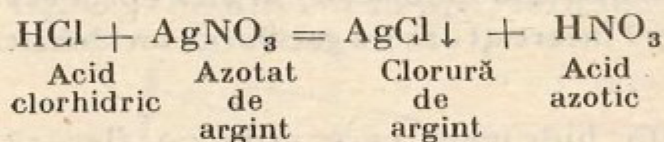
Reacția acizilor cu sărurile

Activitate independentă a elevilor

1. Într-o eprubetă tratați soluție de acid clorhidric cu soluție de azotat de argint. Ce observați?

2. În altă eprubetă, tratați carbonatul de calciu cu acid sulfuric. Încercați natura gazului cu un chibrit aprins. Ce observați?

Explicația fenomenelor. Concluzii. 1. Se formează imediat un precipitat alb-brînzos de clorură de argint.



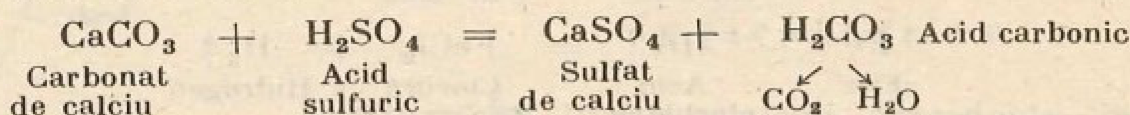
$$HCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + HNO_3$$

Acid clorhidric — Azotat de argint — Clorură de argint — Acid azotic

Reacția are o deosebită importanță, întrucît ea constituie reacția de recunoaștere a acidului clorhidric și a clorurilor.

2. Se degajă energic un gaz, care nu arde și nu întreține arderea, dioxidul de carbon.

Dioxidul de carbon a rezultat în urma descompunerii acidului carbonic H_2CO_3, care este nestabil:



$$CaCO_3 + H_2SO_4 = CaSO_4 + H_2CO_3$$

Carbonat de calciu — Acid sulfuric — Sulfat de calciu — Acid carbonic ($\swarrow CO_2$, $\searrow H_2O$)

Experimental s-a dovedit că tratarea oricărui carbonat cu acizi conduce la degajarea energică a dioxidului de carbon. Reacția este folosită la recunoașterea carbonaților.

Deduceți proprietățile acidului azotic (nitric).

Reacțiile în care se produce o degajare tumultoasă de gaz se numesc reacții *cu efervescență*.
Din reacțiile acizilor cu sărurile se obțin acizi și săruri noi.

Deci, generalizînd cazurile se poate scrie:



$$Acid_1 + Sare_2 = Acid_2 + Sare_1$$

Temă de control

Care vor fi acțiunile acizilor clorhidric HCl și sulfuric H_2SO_4 asupra magneziului Mg, oxidului de magneziu MgO, hidroxidului de magneziu $Mg(OH)_2$ și a carbonatului de magneziu $MgCO_3$?

Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice corespunzătoare.

8.3.8. Importanța și alte utilizări ale acizilor

Pe tot parcursul capitolului s-au amintit aplicațiile reacțiilor și ale proprietăților acizilor. Importanța acizilor este însă atît de mare încît prezentarea utilizărilor acestora este departe de a fi epuizată. De aceea, în continuare se vor prezenta alte întrebuințări ale acizilor studiați.

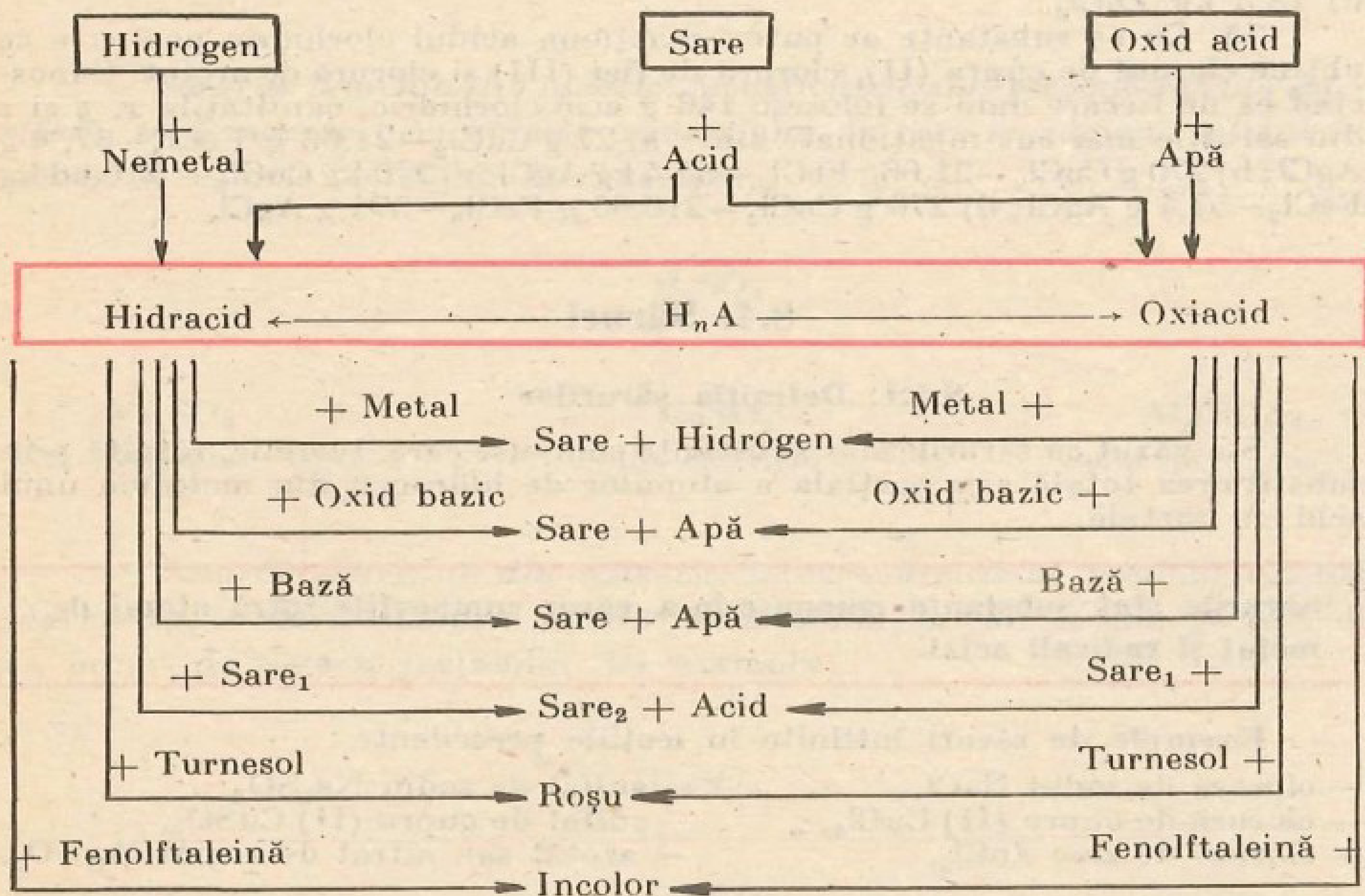
Acidul clorhidric se folosește la obținerea în laborator a hidrogenului, clorului, a clorurilor și a altor acizi mai slabi. În industriile coloranților, medicamentelor, pielăriei, textilelor și maselor plastice, acidul clorhidric este un reactant de neînlocuit.

Acidul sulfuric (numit popular vitriol) este pe bună dreptate considerat sîngele industriei. El se utilizează la obținerea sulfaților, a îngrășămintelor chimice, a hidracizilor (HCl) și oxiacizilor (HNO_3, H_3PO_4), de asemenea în industria farmaceutică, a explozivilor, coloranților, petrolieră etc. Acidul sulfuric este o substanță indispensabilă industriei.

Acidul azotic își găsește și el largi utilizări în industria îngrășămintelor chimice, a explozivilor, a coloranților, a firelor și fibrelor sintetice etc.

Probleme recapitulative

Se dă schema program indicată mai jos și se cere ca pe baza informațiilor cuprinse în schemă să se rezolve următoarele probleme.



1. Din ce clase de substanțe se pot obține acizii?
2. Cum se pot clasifica acizii? Dați exemple din fiecare clasă.
3. Ce metode de obținere a hidracizilor și oxiacizilor cunoașteți?
4. Propuneți două metode de obținere a acidului sulfuros.

5. Propuneți două metode de obținere a acidului azotic.
6. Ce acțiune au acizii asupra indicatorilor?
7. Cu ce substanțe pot reacționa acizii?
8. Ce produși rezultă în urma reacțiilor acizilor cu diferite substanțe compuse?
9. Comparați, sub toate aspectele, acizii oxigenați cu hidracizii (compoziție, denumire, metode de obținere, proprietăți fizice, chimice și utilizări).
10. Particularizați schema dată prin substanțe cunoscute. Scrieți ecuațiile reacțiilor corespunzătoare transformărilor cuprinse în schemă.
11. Pornind de la hidrogen, obțineți, prin cît mai multe metode posibile, clorura de zinc.
12. Pornind de la azotatul de sodiu, obțineți, prin cel puțin două metode, azotatul de magneziu.
13. În patru sticluțe identice, neetichetate, se știe că sînt soluții de KOH, H_2SO_4, $CuSO_4$ și HCl. Cum se poate identifica conținutul fiecărei sticluțe?
14. Se tratează 11,7 g clorură de sodiu cu acid sulfuric. Acidul clorhidric rezultat atacă zincul metalic. Masa clorurii de zinc rezultată la sfîrșitul acestui șir de reacții este: a) 136 g $ZnCl_2$; b) 1,36 g $ZnCl_2$; c) 13,6 g $ZnCl_2$; d) 13,6 kg $ZnCl_2$.
15. Cu ce substanțe ar putea reacționa acidul clorhidric pentru a se obține clorură de cupru (II), clorură de fier (III) și clorură de argint. Cunoscînd că de fiecare dată se folosesc 146 g acid clorhidric, cantitățile x, y și z din sărurile mai sus menționate sînt: a) 27 g $CuCl_2$—21,66 g $FeCl_3$—57, 4 g AgCl; b) 270 g $CuCl_2$—21,66g $FeCl_3$—57,4 kg AgCl; c) 270 kg $CuCl_2$— 216,66 kg $FeCl_3$—57,4 g AgCl; d) 270 g $CuCl_2$—216,66 g $FeCl_3$—574 g AgCl.

8.4. Săruri

8.4.1. Definiția sărurilor

S-a văzut că sărurile sînt substanțe compuse care, teoretic, rezultă prin substituirea totală sau parțială a atomilor de hidrogen din molecula unui acid cu metale.

Sărurile sînt substanțe compuse în a căror compoziție intră atomi de metal și radicali acizi.

Exemple de săruri întîlnite în lecțiile precedente:

— clorură de sodiu NaCl,
— clorură de cupru (II) $CuCl_2$,
— clorură de zinc $ZnCl_2$,
— sulfat de sodiu Na_2SO_4,
— sulfat de cupru (II) $CuSO_4$,
— azotat sau nitrat de argint $AgNO_3$.

8.4.2. Clasificarea sărurilor

După compoziție sărurile se pot clasifica în două mari grupe:
— *săruri neutre*, care provin prin substituirea totală a atomilor de hidrogen din molecula unui acid cu metale;
— *săruri acide*, care provin prin substituirea parțială a atomilor de hidrogen din molecula unui acid cu metale.

Toate sărurile enumerate la 8.4.1. sînt săruri neutre.

Exemple de săruri acide: $NaHSO_4$ și Na_2HPO_4.

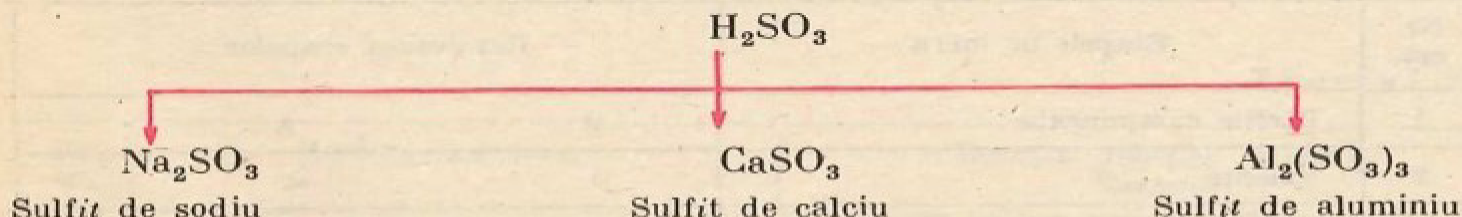
8.4.3. Denumirea sărurilor

Denumirea sărurilor se stabilește după următoarele reguli:

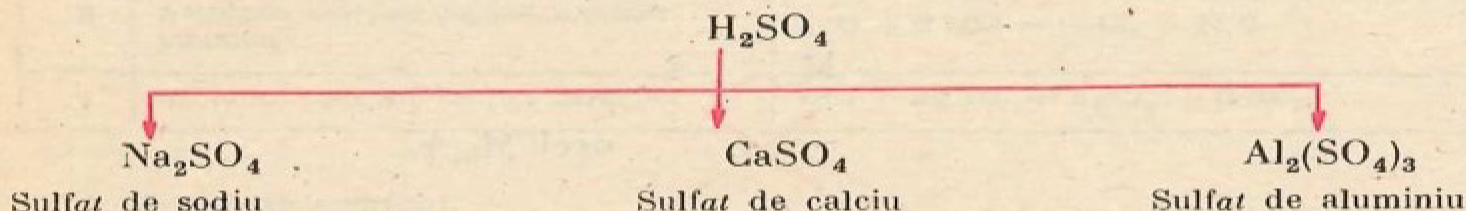
— *Sărurile provenite din hidracizi* se denumesc prin numele nemetalului, la care se adaugă sufixul *ură*, urmat de numele metalului. De exemplu:



— *Sărurile provenite din oxiacizi*, în care *nemetalul prezintă valență inferioară*, se denumesc prin numele nemetalului, la care se adaugă sufixul *it*, urmat de numele metalului. De exemplu:



— *Sărurile provenite din oxiacizi*, în care *nemetalul prezintă valență superioară*, se denumesc prin numele nemetalului, la care se adaugă sufixul *at*, urmat de numele metalului. De exemplu:



În cazul sărurilor ce cuprind metale cu valență variabilă, la denumirea metalului se adaugă și valența acestuia. De exemplu: $FeCl_2$ — clorură de Fe(II) și $FeCl_3$ — clorură de Fe(III).

— *Sărurile acide* se denumesc după aceleaşi reguli, dar între numele nemetalului, cu sufixul respectiv, şi cel al metalului, se intercalează termenul *acid*. De exemplu:

$NaHSO_3$ — sulf*it acid* de sodiu, sau, după I.U.P.A.C., hidrogenosulfit de sodiu,

$NaHSO_4$ — sulf*at acid* de sodiu, sau, după I.U.P.A.C., hidrogenosulfat de sodiu.

Clasificaţi şi denumiţi sărurile: KCl, CaS, KHS, K_2SO_3, $KHSO_4$.

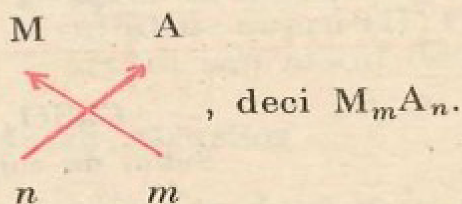
8.4.4. Formula generală a sărurilor

Formula generală a sărurilor se determină aplicînd raţionamentul cunoscut.

Tabelul 8.4

Nr. crt.	Etapele de lucru	Rezolvarea etapelor	
1	Părţile componente	M	A
2	Valenţa	n	m
3	C.m.m.m.c	$n \cdot m$	
4	Indici	$\frac{n \cdot m}{n} = m$	$\frac{n \cdot m}{m} = n$
5	Formula generală a sărurilor	M_mA_n	

Mai simplu, formula generală se poate stabili astfel:



, deci M_mA_n.

Înlocuind pe M cu diverse metale, a căror valenţă este cunoscută, iar pe A cu radicalii acizilor cunoscuţi se pot determina formulele sărurilor corespunzătoare. De exemplu:

Tabelul 8.5

	M	n	A	m	Formula	Denumirea sării
	Fe	3	Cl	1	$FeCl_3$	Clorură de fier (III)
	Ca	2	HSO_4	1	$Ca(HSO_4)_2$	Sulfat acid de calciu
M_mA_n —	K	1	SO_4	2	K_2SO_4	Sulfat de potasiu
	Na	1	PO_4	3	Na_3PO_4	Fosfat de sodiu
	Ca	2	HCO_3	1	$Ca(HCO_3)_2$	Carbonat acid de calciu

Temă de control

Încercaţi să denumiţi, conform nomenclaturii I.U.P.A.C., sărurile din tabelul 8.5.

8.4.5. Metode generale de obţinere a sărurilor

Din lecţiile precedente a rezultat că sărurile se pot obţine prin numeroase metode, pornind fie de la substanţe compuse (acizi, baze, oxizi, săruri), fie de la substanţe simple, aşa cum reiese din tabelul 8.6.

Tabelul 8.6

Nr. crt.	Metoda de obţinere	Ecuaţia reacţiei chimice Exemple
1	Sinteză	$Fe + S = \underline{FeS}$
2	Tratarea bazelor cu oxizi acizi	$Ca(OH)_2 + CO_2 = \underline{CaCO_3}\downarrow + H_2O$
3	Neutralizarea acizilor cu baze	$HCl + NaOH = \underline{NaCl} + H_2O$
4	Tratarea sărurilor solubile cu baze	$CuSO_4 + 2\ NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + \underline{Na_2SO_4}$
5	Acţiunea acizilor asupra metalelor	$Zn + H_2SO_4 = \underline{ZnSO_4} + H_2\uparrow$
6	Acţiunea acizilor asupra oxizilor metalici	$CuO + 2\ HCl = \underline{CuCl_2} + H_2O$
7	Acţiunea acizilor asupra sărurilor	$HCl + AgNO_3 = \underline{AgCl}\downarrow + HNO_3$

Teme de control

1. Se dau următoarele formule chimice: Na_2O; $Mg(OH)_2$; H_2SO_4; Na_2HPO_4; Na_2SO_4; Al_2O_3; KOH; HNO_3; $Al_2(SO_4)_3$; $KHSO_4$ şi se cere:

— să se sublinieze cu roşu oxizii, cu albastru bazele, cu verde acizii şi cu galben sărurile;

— să se scrie denumirea sărurilor recunoscute;

— să se clasifice sărurile date;

— să se stabilească care sînt radicalii acizi cuprinşi în fiecare sare şi ce valenţă au aceştia.

2. Propuneţi trei metode de obţinere a clorurii de magneziu, $MgCl_2$.

3. Prin ce tipuri de reacţii chimice se pot obţine sărurile? Daţi cîte un exemplu de obţinere a sărurilor, folosind pe rînd fiecare tip de reacţie menţionat.

8.4.6. Proprietăţile sărurilor

Proprietăţi fizice

Sărurile sînt substanţe solide, cristalizate, albe sau colorate. Solubilitatea sărurilor în apă variază de la total solubile la insolubile.

Proprietăţi chimice

Din lecţiile anterioare se cunosc proprietăţile chimice ale sărurilor. Aceste proprietăţi sînt cuprinse în tabelul 8.7.

Tabelul 8.7

Nr. crt.	Proprietăţile sărurilor	Exemplificări	Importanţa practică
1	Reacţionează cu metalele	$CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu\downarrow$	Scoaterea metalelor din combinaţie
2	Reacţionează cu bazele	$CuSO_4 + 2\ NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$	Obţinerea bazelor insolubile
3	Reacţionează cu acizii	$AgNO_3 + HCl = AgCl\downarrow + HNO_3$	Recunoaşterea radicalului acid, Cl (I)
		$2\ NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4\downarrow + 2\ HCl\uparrow$	Obţinerea unor acizi
		$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + 2\ HCl\uparrow$	Recunoaşterea acidului sulfuric
4	Unele săruri se descompun prin încălzire	$CaCO_3 = CaO + CO_2\uparrow$	Obţinerea varului nestins

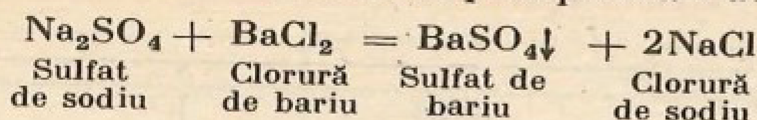
La acestea se mai poate adăuga o proprietate chimică: reacţia de schimb între două săruri.



Activitate independentă a elevilor

Într-o eprubetă luaţi soluţie de sulfat de sodiu (Na_2SO_4) şi adăugaţi 1—2 picături de soluţie de clorură de bariu. Ce observaţi?

Explicația fenomenului. Se formează un precipitat alb de sulfat de bariu:



$$Na_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl$$

Sulfat de sodiu — Clorură de bariu — Sulfat de bariu — Clorură de sodiu

> *Deduceți proprietățile clorurii de fier (III).*

Menționăm că reactivul caracteristic pentru radicalul sulfat este clorura de bariu, de aceea soluția acestei sări se folosește pentru identificarea acidului sulfuric și a sulfaților.

Teme de control

1. Exemplificați trei proprietăți chimice ale sărurilor utilizînd azotatul de argint $AgNO_3$ și alte două proprietăți chimice utilizînd clorura de sodiu, NaCl, și carbonatul de sodiu, Na_2CO_3.

2. Obțineți prin două reacții chimice sulfatul de bariu, $BaSO_4$.

3. La mesele de lucru aveți Fe, Cu, $CuSO_4$ și $FeSO_4$. Ce cupluri din acești reactanți vă alegeți pentru a demonstra proprietatea unor săruri de a reacționa cu unele metale?

8.4.7. Importanța și utilizările sărurilor

Sărurile au largi și variate utilizări.

Clorura de sodiu, NaCl este indispensabilă vieții oamenilor și animalelor. Participînd la formarea și secretarea unor sucuri digestive, NaCl este introdusă zilnic în organism sub formă de sare de bucătărie. Soluția de clorură de sodiu cu concentrația de 0,9%, avînd aceeași concentrație cu plasma sangvină, se folosește în medicină ca ser fiziologic. Acțiunea antiseptică a clorurii de sodiu și-a găsit aplicație la conservarea alimentelor și pieilor.

În industrie, clorura de sodiu este considerată cea mai importantă materie primă anorganică. Constituie substanța de bază a unei ramuri industriale, care o prelucrează pentru obținerea sodiului, clorului, acidului clorhidric, hidroxidului de sodiu, carbonatului de sodiu etc. În același timp NaCl este utilizată și în industria lacurilor, vopselelor, hîrtiei, maselor plastice, textilă și altele. Țara noastră, dispunînd de mari zăcăminte de sare la Slănic Prahova, Ocnele Mari, Ocna Dejului, Ocna Mureșului, Praid, Tg. Ocna etc., a creat o puternică industrie clorosodică. Cele mai importante uzine clorosodice se găsesc la Govora, Borzești, Turda și Ocna Mureșului.

Carbonatul de sodiu, Na_2CO_3 cunoscut și sub numele de *sodă de rufe*, pentru că este folosit la spălatul rufelor, își găsește utilizare în industria sticlei, săpunului, sodei caustice, materiilor colorante, textilă și altele.

Sulfatul de cupru, $CuSO_4$ cunoscut în practică sub denumirea de piatră vînătă, este folosit, datorită acțiunii sale toxice, la prepararea diverselor soluții utilizate în agricultură (capitolul 7), sau la impregnarea lemnului.

Cea mai importantă aplicație tehnică a $CuSO_4$ rămîne însă folosirea lui la obținerea cuprului electrolitic.

Din capitolul „*Substanțe Compuse*"

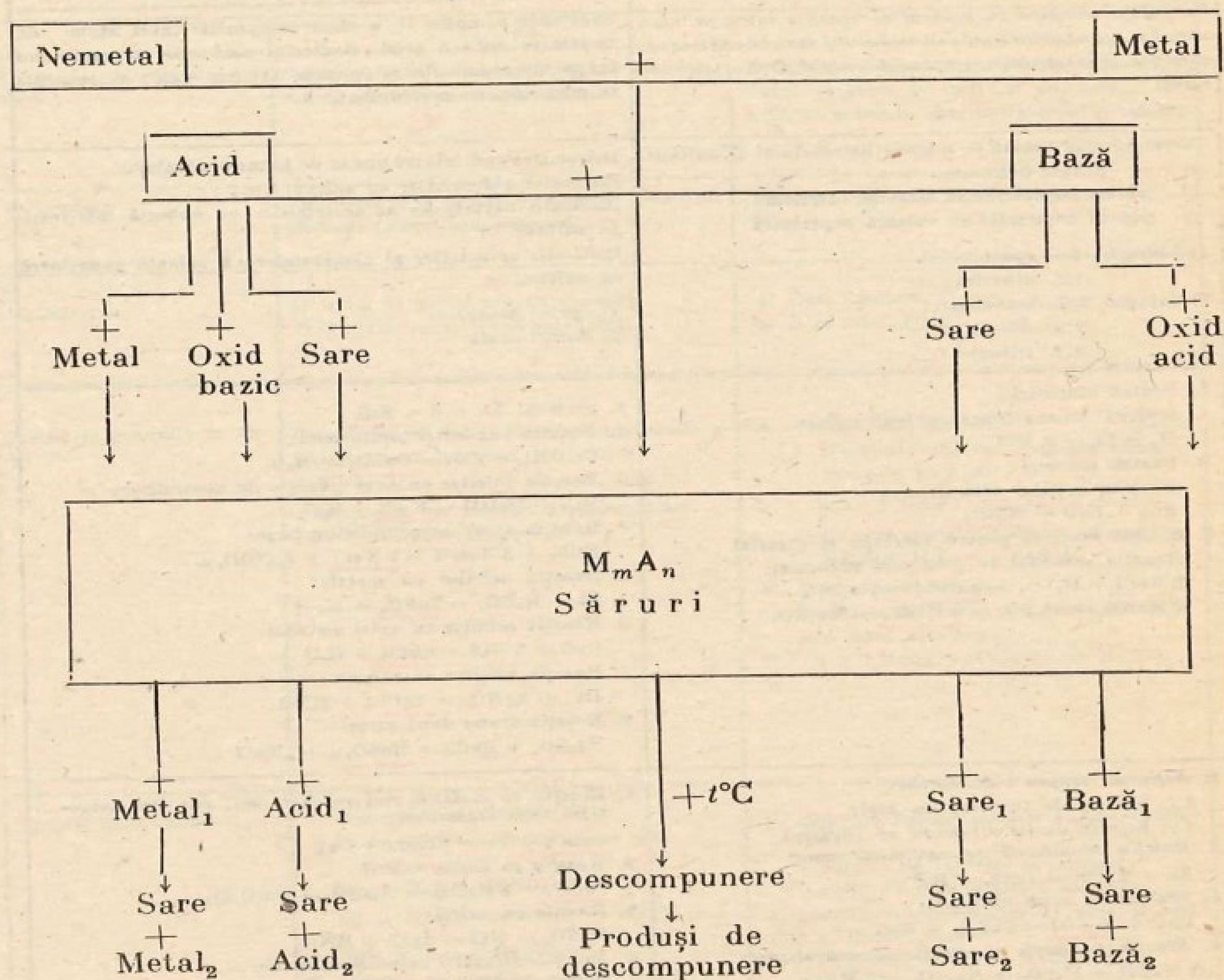
Clasificarea substanțelor anorganice compuse	OXIZI	BAZE
1	2	3
Definiția și formula generală	Compuși binari ai oxigenului cu alte elemente, metale sau nemetale E_2O_n	Substanțe compuse în a căror compoziție intră un atom de metal și un număr de grupări hidroxil, egal cu valența metalului $M(OH)_n$
Denumirea	Termenul oxid urmat de numele celuilalt element (metal sau nemetal)	Termenul hidroxid urmat de numele metalului
Clasificarea	1) Oxizi de metal sau oxizi bazici 2) Oxizi de nemetal sau oxizi acizi	1) Baze solubile 2) Baze insolubile
Metodele generale de obținere	Combinarea directa a elementelor (metale și nemetale) cu oxigenul $4\ Na + O_2 = 2\ Na_2O$; $C + O_2 = CO_2\uparrow$ Descompunerea termică a carbonaților: $CaCO_3 = CaO + CO_2\uparrow$	A. *Pentru baze solubile:* 1. Reacția metalelor puternic electropozitive cu apa: $2\ Na + 2\ H_2O = 2\ NaOH + H_2\uparrow$ 2. Reacția oxizilor metalici cu apa: $Na_2O + H_2O = 2\ NaOH$ B. *Pentru baze insolubile:* Reacția de schimb între o sare solubilă și o bază alcalină: $CuSO_4 + 2\ NaOH = Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$
Proprietățile chimice	1. *Reacția cu apa:* 1.1. a oxizilor de nemetal → acid $SO_2 + H_2O = H_2SO_3$ 1.2. a oxizilor de metal → bază $MgO + H_2O = Mg(OH)_2$ 2. *Reacția cu bazele a oxizilor acizi:* $CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3 + H_2O$ 3. *Reacția cu acizii a oxizilor bazici* $CuO + 2\ HCl = CuCl_2 + H_2O$	1. *Acțiunea bazelor solubile asupra indicatorilor* — soluție de turnesol ⇒ albastru — soluție de fenolftaleină ⇒ roșu 2. *Reacția de neutralizare* ⇒ sare și apă 2.1. Baze solubile: $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$ 2.2. Baze insolubile $Fe(OH)_3 + 3\ HCl = FeCl_3 + 3H_2O$ 3. *Reacția bazelor solubile cu oxizi acizi:* $Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O$
Utilizările celor mai importante substanțe compuse	1. Materii prime: Al_2O_3; Fe_2O_3; FeO 2. Pigmenți coloranți: Pb_3O_4 (miniu de plumb); Fe_2O_3; Cr_2O_3 3. Catalizatori: MnO_2; V_2O_5 ; Al_2O_3 4. În construcții: CaO; SiO_2 5. Obținerea acizilor: SO_3; SO_2; CO_2; P_2O_5	1. În construcții: $Ca(OH)_2$ lapte de var 2. În industrie: $Ca(OH)_2$ apă de var NaOH sodă caustică 3. În laborator: KOH și NaOH reactivi chimici $Ca(OH)_2$ recunoașterea CO_2 4. În medicină: $Ca(OH)_2$ neutralizant în intoxicații

Oxizi. Baze Acizi. Săruri. **reţineţi:**

ACIZI	SĂRURI
4	5
Substanţe compuse în a căror compoziţie intră pe lîngă atomi ai nemetalelor unul sau mai mulţi atomi de hidrogen care pot fi substituiţi cu atomi de metal, dînd naştere la săruri H_mA	Substanţe compuse în a căror compoziţie intră atomi de metale şi radicali acizi. Radicalul acid este atomul sau grupul de atomi din compoziţia acizilor care în reacţiile chimice rămîne neschimbat. $M_m\ A_n$
Termenul acid urmat de numele nemetalului şi sufixul *-hidric* pentru hidracizi; *-os* pentru nemetalul cu valenţă inferioară; *-ic* pentru nemetalul cu valenţă superioară 1) hidracizi 1.1. monobazici 1.2. dibazici 2) oxiacizi 2.1. monobazici 2.2. dibazici 2.3. tribazici	Denumirea radicalului urmat de numele metalului. Radicalii hidracizilor au sufixul *ură*; Radicalii oxiacizilor ai nemetalelor cu valenţă inferioară au sufixul *it*; Radicalii oxiacizilor ai nemetalelor cu valenţă superioară au sufixul *at*. 1) Săruri neutre 2) Săruri acide
A. Pentru hidracizi Sinteză: unirea directă a elementelor: $H_2 + Cl_2 = 2\ HCl$ B. Pentru oxiacizi Reacţia oxizilor acizi cu apa: $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$ C. Metodă comună pentru hidracizi şi oxiacizi Reacţia sărurilor cu acizi mai puternici: $2\ NaCl + H_2SO_4 = 2\ HCl\uparrow + Na_2SO_4$ $2\ NaNO_3 + H_2SO_4 = 2\ HNO_3 + Na_2SO_4$	1. Sinteză: $Fe + S = FeS$ 2. Reacţia bazelor cu oxizi acizi: $Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$ 3. Reacţia acizilor cu baze (reacţie de neutralizare) $HCl + NaOH = NaCl + H_2O$ 4. Reacţia sărurilor solubile cu baze: $FeCl_2 + 2\ NaOH = 2\ NaCl + Fe(OH)_2\downarrow$ 5. Reacţia acizilor cu metale: $Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2\uparrow$ 6. Reacţia acizilor cu oxizi metalici: $CuO + 2\ HCl = CuCl_2 + H_2O$ 7. Reacţia acizilor cu sărurile: $HCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + HNO_3$ 8. Reacţia dintre două săruri: $Na_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl$
1. *Acţiunea asupra indicatorilor:* 1.1. Soluţia de turnesol $\Rightarrow$ roşie 1.2. Soluţia de fenolftaleină $\Rightarrow$ incoloră 2. *Reacţia cu metalele cu reactivitate mare:* $Zn + 2\ HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$ 3. *Reacţia cu oxizi metalici:* $CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$ 4. *Reacţia cu bazele $\Rightarrow$ reacţie de neutralizare:* $2\ NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2\ H_2O$ 5. *Reacţia cu sărurile:* $CaCO_3 + 2\ HCl = CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O$	1. *Reacţia cu metalele mai reactive decît cele din compoziţia sării respective:* $CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu\downarrow$ 2. *Reacţia cu bazele solubile:* $CuSO_4 + 2\ NaOH = Na_2SO_4 + Cu(OH)_2$ 3. *Reacţia cu acizii:* $AgNO_3 + HCl = AgCl + HNO_3$ 4. *Reacţia sărurilor solubile între ele:* $BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2\ NaCl$ 5. *Descompunerea termică a unor săruri:* $(NH_4)_2CO_3 = 2\ NH_3\uparrow + CO_2\uparrow + H_2O$
1. În industrie: a) H_2SO_4 (vitriol) = sîngele industriei este folosit la obţinerea: — îngrăşămintelor chimice; — hidracizilor şi oxiacizilor; — explozivilor şi coloranţilor; — medicamentelor etc. b) HCl este utilizat la obţinerea: — clorurilor, coloranţilor, medicamentelor, maselor plastice; 2. În laborator la: — obţinerea hidrogenului; — neutralizarea bazelor; — obţinerea sărurilor; — obţinerea unor acizi mai slabi.	1. În industrie: NaCl — cea mai importantă materie primă anorganică este folosită la obţinerea: — Cl_2; Na; NaOH; HCl; Na_2CO_3 — lacurilor şi vopselelor; — hîrtiei, maselor plastice, textilelor; $CuSO_4$ — în agricultură şi obţinerea Cu electrolitic; Na_2CO_3 — în industria chimică 2. În construcţii: $CaCO_3$, calcar, obţinerea CaO şi a cimentului 3. În viaţa de toate zilele: NaCl — sarea de bucătărie; Na_2CO_3 — soda de rufe.

Probleme recapitulative

Se dă schema program indicată mai jos și se cere ca pe baza informațiilor cuprinse în schemă să se rezolve următoarele probleme.



1. Din ce categorie de substanțe se pot obține sărurile?

2. Obțineți practic, prin cît mai multe metode posibile, $FeSO_4$.

3. Ce metode de laborator propuneți pentru obținerea clorurii de zinc? Verificați experimental ipotezele făcute.

4. Ce proprietăți chimice generale ale sărurilor sînt verificate prin reacțiile sulfatului de cupru?

5. Ce proprietăți chimice prezintă carbonatul de calciu?

6. Aveți la dispoziție acid azotic, oxid de cupru și acid clorhidric. Obțineți prin două procedee clorură de cupru (II) $CuCl_2$.

7. Cum se poate obține azotatul de cupru folosind numai substanțele: HNO_3, $CuSO_4$ și $NaOH$?

8. O cantitate de 196 g acid sulfuric poate ataca x grame de zinc și respectiv y moli de zinc. Valorile lui x și y sînt: a) $x = 130$ kg și $y = 2$ moli Zn; b) $x = 130$ g și $y = 2$ kmoli Zn; c) $x = 130$ g și $y = 2$ moli Zn; d) $x = 65$ g și $y = 2$ moli Zn.

9. Prin tratarea oxidului de aluminiu cu 109,5 g acid clorhidric se obțin x g și respectiv y moli de clorură de aluminiu. Valorile lui x și y sînt: a) $x = 13{,}35$ g și $y=1$ mol $AlCl_3$; *b)* $x=133{,}5$ g și $y=1$ mol $AlCl_3$; c) $x = 133{,}5$ kg și $y=1$ mol $AlCl_3$; d) $x=33{,}5$ kg și $y=1$ kmol $AlCl_3$.

10. Din m_1 grame de acid clorhidric tratate cu m_2 grame azotat de argint au rezultat 861 grame clorură de argint. Valorile lui m_1 și m_2 sînt: a) $m_1 = 219$ g HCl și $m_2 = 1020$ g $AgNO_3$; b) $m_1 = 219$ kg HCl și $m_2 = 1020$ kg $AgNO_3$; c) $m_1 = 1020$ g HCl și $m_2 = 219$ g $AgNO_3$; *d)* $m_1 = 219$ g HCl și $m_2 = 1095$ g $AgNO_3$.

11. Masa soluției de acid clorhidric cu concentrația 20% necesară reacției din problema precedentă este: a) 1095 kg sol HCl; b) 1020 g sol HCl; c) 1020 kg sol HCl; d) 1095 g sol HCl.

12. Pentru obținerea a 180 g hidroxid de fier (II), din clorură de fier II, s-au folosit x g și respectiv y moli de hidroxid de sodiu. Valorile lui x și y sînt: a) $x = 80$ g și $y = 2$ moli NaOH; b) $x = 160$ g și $y = 4$ moli NaOH; c) $x=160$ g și $y = 0{,}4$ moli NaOH; d) $x = 160$ kg și $y= 4$ kmoli NaOH.

13. În 200 ml soluție de azotat de plumb, $Pb(NO_3)_2$ de concentrație 10% și cu densitatea $\rho = 1{,}2$ g/cm^3 se introduce o placă de zinc. Cantitatea de plumb care se depune, în timp, pe placa de zinc este: a) 15 kg Pb; b) 1,5 kg Pb; c) 1,5 g Pb; d) 15 g Pb.

14. Stabiliți enunțul unei probleme din care să rezulte două proprietăți chimice ale sărurilor. Rezolvați problema propusă.

Răspunsuri la probleme

Capitolul 3. Reacții chimice — Legile chimiei
Exerciții și probleme recapitulative pag. 96: 1-c. pag. 97: 3-b, 4-b; 5-c; 7-c; 8-b; 9-b. pag. 98: 10-c; 11-a; 12-b 13-a; 14.1-b; 14.2-c; 14.3-b.
Capitolul 4. Oxigenul
Teme de control pag. 103: Tema 2-b; 3-a; 4-c; 5-a
Teme de control pag. 108: Tema 1-d; 2-b; 3-c.
Probleme recapitulative pag. 112: Problema 10-b; 11-c.
Capitolul 5. Hidrogenul
Teme de control pag. 118: Tema 2-c; 3-d; 4-b.
Teme de control pag. 121: Tema 1-b; 2-b; 3-a; 4-d.
Probleme recapitulative pag. 124: Problema 9-c; 10-a; 11-b; 12-b.
Capitolul 6. Apa
Teme de control pag. 132: 1-c.
Exerciții și probleme recapitulative pag. 137: Problema 5-b; 6-c; 7-a; 8-b; 9-c; 11-d.
Capitolul 7. Soluțiile
Temă de control pag. 141: 1-c
Probleme recapitulative pag. 148: 1-b; 2-c; 3-b; 5-a; 6-c; 8-d.
Capitolul 8. Substanțe compuse.
Probleme recapitulative la oxizi pag. 158: 11-b; 12-a; 13-c; 14-d.
Probleme recapitulative la baze pag. 165: 13-b; 14-c.
Probleme recapitulative la acizi pag. 174: 14-c; 15-d.
Probleme recapitulative la săruri pag. 183: 8-c; 9-b; 10-a; 11-d; 12-b; 13-d.

Nr. crt.	Denumirea elementului	Simbolul chimic	Numărul atomic *Z*	Masa atomică relativă*	Masa atomică rotunjită
1	2	3	4	5	6
1	Aluminiu	Al	13	26,98	27
2	Argint	Ag	47	107,9	108
3	Argon	Ar	18	39,95	40
4	Aur	Au	79	197,0	197
5	Azot	N	7	14,01	14
6	Bariu	Ba	56	137,3	137
7	Bismut	Bi	83	209,0	209
8	Bor	B	5	10,81	11
9	Brom	Br	35	79,90	80
10	Cadmiu	Cd	48	112,4	112
11	Calciu	Ca	20	40,08	40
12	Carbon	C	6	12,01	12
13	Cesiu	Cs	55	132,9	133
14	Clor	Cl	17	35,45	35,5
15	Cobalt	Co	27	58,93	59
16	Crom	Cr	24	52,00	52
17	Cupru	Cu	29	63,55	64
18	Fier	Fe	26	55,85	56
19	Fluor	F	9	19,00	19
20	Fosfor	P	15	30,97	31
21	Germaniu	Ge	32	72,59	73
22	Heliu	He	2	4,003	4
23	Hidrogen	H	1	1,008	1
24	Iod	I	53	126,9	127
25	Iridiu	Ir	77	192,2	192
26	Kripton	Kr	36	83,80	84
27	Litiu	Li	3	6,941	7
28	Magneziu	Mg	12	24,31	24
29	Mangan	Mn	25	54,94	55
30	Mercur	Hg	80	200,6	201
31	Molibden	Mo	42	95,94	96
32	Neon	Ne	10	20,18	20
33	Nichel	Ni	28	58,69	59
34	Oxigen	O	8	16,00	16
35	Platină	Pt	78	195,1	195
36	Plumb	Pb	82	207,2	207
37	Poloniu	^{210}Po	84	210,0	210
38	Potasiu	K	19	39,10	39
39	Radiu	^{226}Ra	88	226,0	226

* Masele atomice indicate în acest tabel sînt cele care au fost adoptate de Uniunea Internațională de Chimie Pură și Aplicată în 1983.

Nr. crt.	Denumirea elementului	Simbolul chimic	Numărul atomic Z	Masa atomică relativă	Masa atomică rotunjită
1	2	3	4	5	6
40	Rubidiu	Rb	37	85,47	85
41	Seleniu	Se	34	78,96	79
42	Siliciu	Si	14	28,09	28
43	Sodiu	Na	11	22,99	23
44	Staniu	Sn	50	118,7	119
45	Stibiu	Sb	51	121,8	122
46	Stronțiu	Sr	38	87,62	88
47	Sulf	S	16	32,07	32
48	Telur	Te	52	127,6	128
49	Titan	Ti	22	47,88	48
50	Thoriu	Th	90	232,0	232
51	Uraniu	U	92	238,0	238
52	Xenon	Xe	54	131,3	131
53	Zinc	Zn	30	65,39	65
54	Wolfram	W	74	183,9	184

Cuprins

